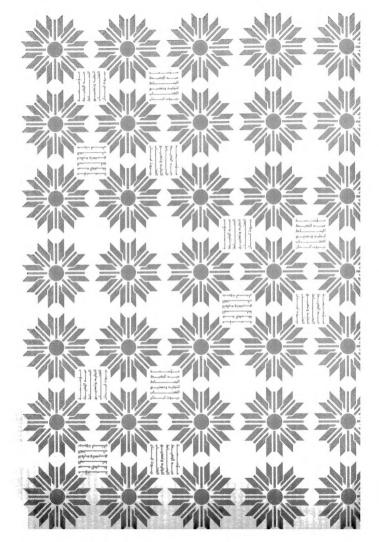
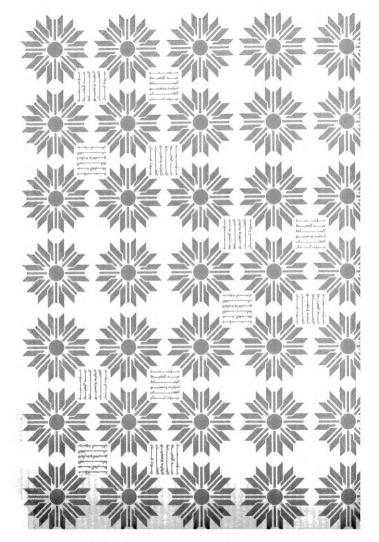
د. حسام خلیل

الجزء الأول









الجزء الأول

تأليف د. حسام خليل

دار أسامة للنشر والتوزيع

الأردن- عمان

الناشر

دار أساهة للنشر و التوزيع

الأردن-عمان

واتف ب ١٩٥٢٥٠ فاكس : ١٩٥٢٥٥٥ - تلفاكس : ١٦٤٧٤٤٤

ص. بـ : ۱٤۱۷۸۱ حقوق الطبع محفوظة للناشر

A . . 4

المقدمة

هـذه الموسـوعة محاولة جادة وجديدة لبرمجة حقيقة لعلم الكيمياء، هذا العلم الذي كان للعرب والمسلمين فيه فضل السبق وباكورة النجاح، فحققوا فيه ما لحم يحققه غيرهم في زمانهم ومن آتى بعدهم، فكانوا رواد هذا العلم ووضعوا أصوله وقواعده منذ مثات السنين، وأجرو التجارب وأوجدوا الكثير من النظريات العلمية التي اقتبسها علماء الغرب من بعدهم وأكملوا رحلة الكيمياء هم الآخرون بنغوق ونجاح.

وعلسوم الكيمسياء وفروعها عديدة ومتنوعة، فقد استحدثت فيها فروعاً جديسدة بعد أن كان علماً واحداً، فتجزأت بفضل المتخصصين والباحثين، وصار لكل علم أساندته وعباقرته، ولكل علم وفرع خصائصه ونظرياته شأنها في ذلك باقسي أصداف العلوم، كالطب والهندسة والفيزياء والرياضيات وما إلى ذلك من العلوم الحديثة.

وندن في هذه الموسوعة حاولنا بقدر الإمكان أن نجمع بكل العلوم في كتاب واحد، أسميناه الموسوعة الشاملة في الكيمياء، هدفنا منه تقريب هذه المادة وجمعها ضمن كتاب واحد يسهل على القارئ والباحث والطالب على حد سواء الرجوع إليه والاستتارة به.

وقد جاء الجزء الأول من هذه الموسوعة للحديث عن المادة وحالاتها وخصائصها وصفاتها وأنواعها والذرة، والقوانين الأساسية الكيميائية، والبناء النري للمادة والأواصر الكيميائية وأشكال الجزيئات وحالات المادة والحسابات



الكيميائية والمعادلات الكيميائية والخلايا الكهروكيميائية والبنية الكهربائية للذرة والتفاعلات الكيميائية.

نسأل الله أن نكون قد وفقنا فيما نصبو إليه،،،،

والله من وراء القصد،،

المؤلف



المادة:

هي كل شيء يشغل حيزاً في الفضاء وله كتلة، مثل الحديد والخشب والماء والهواء والزيت... الخ.

مم تتكون المادة ؟

تتكون المادة من دقائق متناهية جداً في الصغر، ولتقريب الصورة إلى الذهن، تحتوي قطرة الماء على ١,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠,٠٠٠ من دقائق الماء، وإذا لخذا نفساً عميقاً فإننا نكون قد وضعنا في فمنا ما يقارب

وإذا كانت دقائق المادة بهذا القدر من الصغر، فإن محاولتنا التقاط أو فصل دقيقة واحدة من دقائق المادة ضرب من المستحيل.

حالات المادة:

للمادة ثلاث حالات: صلبة وسائلة وغازية، ويمكن لمادة كيميائية واحدة كالماء، مثلاً أن تكون في الحالة الغازية على شكل بخار ماء في الهواء، أو أن تكون في الحالة المائلة، كما في الأنهار والبحيرات، أو أن تكون في حالتها الصلبة، كما في الجليد ومع أن جميع هذه الحالات هي للمادة الكيميائية نفسها (H2O)، إلا أنه من الممكن وجودها في أي حالة من حالات المادة الثلاث، إذ أن لكا حالة منها صفاتها الفيزيائية المميزة.

التجاذب بين الجزيئات والصفات الفيزيائية للمواد:

قديماً فسر الفيلسوف اليونائي ديمقر اطس اختلاف حالات المادة بأنه يعدود لاخستلاف شكل دقائقها، فدقائق المواد الصلبة مثلاً مكعبة (هكذا كان يعدود لاخستلاف فهي ثابتة الشكل، بينما تكون دقائق السوائل كروية، لذا فهي سهلة الانسياب.

أصا حديثاً فإن اختلاف حالات المددة الفيزيائية يفسر اعتماداً على المسافة الفاصلة بين دقائق الغاز المسافة الفاصلة بين دقائق الغاز متباعدة، وقوى التجانب بينها ضعيفة جداً، بينما دقائق المواد الصلبة متقاربة جداً، وقوى التجانب بينها عالية، حيث تعمل بعض القوى على جنب الأجسام إلى بعضها كقوى الجنب المغناطيسي وقوى الجنب الكهربائي.

العوامل المؤثرة في قوى التجاذب بين الجزيئات:

١- أثر المسافات الفاصلة بين الجزيئات في قوى التجانب بينها: إن للمسافات الفاصلة بين الجزيئات أثر في قوة التجانب بينها، فالتقارب بين الجزيئات يعتبر شرطاً أساسياً لحدوث التجانب وتحديد حالة المادة الفيزيائية.

٢- تشابه السلوك الفيزيائي في الحالة الغازية ولختلافه في الحالة السائلة: تتشابه الغازات المختلفة في سلوكها كتأثر الحجم بالضغط رغم الاختلاف في تركيبها الكيميائي.

أصا في الحالة السائلة فيوجد بين جزيئات السائل قوى تجاذب مختلفة، وهدذه القسوى تعستمد على التركيب الكيميائي للجزيئات، ولكن عندما تتباعد الجزيئات عن بعضمها كما في الحالة الغازية فإن قوى التجاذب بينها تصبح شبه معدومة فتتشابه في سلوكها الفيزيائي.

خصائص حالات المادة:

الحالة الصلية:

- تتحرك دقائقها حركة موضعية اهتزازية.
 - لها شكل ثابت.
 - لها حجم ثابت،
 - غير قابلة للانضغاط.
 - طاقتها الحركية منخفضة.



الحالة السائلة:

- تتحرك دقائقها حركة انتقالية ودائمة وعشوائية.
 - تأخذ شكل الوعاء الذي توضع فيه.
 - لها حجم ثابث.
 - صعة الانضغاط.
 - قابلة للحريان،
 - طاقتها الحركية عالية.

الحالة الغازية:

- تتحرك دقائقها حركة انتقالية ودائمة وعشوائية وسريعة وفي خطوط مستقيمة وفي كافة الاتجاهات.
 - تأخذ شكل الوعاء الذي توضع فيه.
 - حجمها غير ثابت ويعتمد على حجم الوعاء الذي توضع فيه.
 - قابلة للانضغاط بسهولة.
 - تمتاز بخاصية الانتشار.
 - طاقتها الحركية عالية جداً.

تغير الحالة الفيزيائية:

إذا أخرجنا مكعباً من الثلج من الثالجة وتركناه لعدة دقائق فإن الثلج ينوب وتسمى هذه العملية انصبهاراً.

ولكن هل تعلم بأن تحول الثلج إلى ماء يسمى تغيراً في الحالة الفيزيائية للمادة ؟

إن التغير في الحالة الفيزيائية يحدث أيضاً عند تحول الماء المائل إلى بخار أو العكس.

وعند تغير الحالة الفيزيائية للمادة لا يتغير تركيبها الكيميائي، فالبخار



والماء والثلج حالات فيزيانية ثلاث لمادة ولحدة، ولكن التغير يحدث فقط للمسافة بين دقائقها وقوى التجاذب بينها.

فعند تسخين الثلج تهتز الدقائق أكثر ونزيد سرعتها، وتأخذ الدقائق بالانزلاق على بعضها، وتبدأ بالانصهار.

وعند تسخين الماء السائل تزداد سرعة الدقائق وتأخذ بالتصادم فيما بينها مما يوفر لبعض الدقائق الموجودة على سطح السائل طاقة حركية كافية فتهرب من السطح وتتحول إلى بخار.

تفسير بعض خصائص المادة:

١ - التكاثف:

تمتلك دقائق البخار طاقة حركية عالية، وعند تعرض البخار اسطح بارد تقل الطاقة الحركية لدقائقه وتتقارب، وتزداد قوى التجانب بينها وتتحول إلى سائل.

٢- التبدر:



تتحرك دقائق السائل حركة دائمة وعشوائية وفي كافــة الاتجاهات، وتسمى هذه الحركة بالحركة البراونية (نسبة إلى مكتشفها روبرت براون). يحدث تصادم بين دقائق السائل بفعل الحركة البراونية مما يؤدي إلى فقدان بعض الدقائق لطاقتها الحركية واكتساب بعضها الآخر لتلك الطاقة، فإذا صادف أن اكتسبت إحدى الدقائق الموجودة على السطح طاقة كافية، فإنها تنفلت من سطح السائل وتتحول إلى بخار.

٣- الانضغاط:

إن تعسريض الغاز للضغط، يؤدي إلى تقارب جزيئاته فتزداد معه قوى التجانب بين الدقائق وتتباطأ، وقد تتحول بمزيد من الضغط إلى سائل.

صفات المادة:

١ - الانتشار:

إذا فتح أحدهم غطاء زجاجة عطر في الغرفة التي أنت بها، فإنك سرعان ما تشعر بذلك، فالرائحة تنتشر بسرعة خلال الغرفة، وتعرف من خلال حاسة الشم بالذي حدث.

فالانتشار: هي صفة للمادة بحالاتها الثلاث الغازية والسائلة والصلبة. الانتشار خاصية تمتاز بها الغازات وتحدث عند اختلاط دقائق الغاز ذاتياً بالهواء، الغازات الأخف تنتشر بسرعة أكبر من الغازات الأثقل.

أمثلة:

في الحالة الغازية: انتشار رائحة العطر أي انتقال دقائقه إلى جميع أرجاء المكان.

في الحالة السائلة: إضافة قطرات ملونة (سائل ملون) إلى كمية من الماء نجد تلون الماء بلون القطرات الملونة.

في الحالة الصلية: انتشار دقائق النحاس في لوح الرصاص وانتشار دقائق الرصاص مع لوح من النحاس.



ملاحظات:

أ- تزداد سرعة الانتشار في الحالة السائلة بالرج والتحريك وتعتمد على طبيعة السائل أي على وسط الانتشار.

ب- يكون الانتشار في الحالة الصلبة بطيء جداً في درجات الحرارة الاعتبادية.
 ٢- التبلور:

هو عملية انفصال مادة عن محلولها المشبع.

عملية التيلور:

تجرية:

نأخذ كمية قليلة من ماء مغلي في كأس زجاجي ونضيف إليها مادة كبريتات النحاس تدريجياً إلى أن نحصل على محلول يتوقف فيه ذوبان كبريتات النحاس نتيجة لتتنبع الماء بالكبريتات.

نرشح المحلول المشبع للتخلص من المذاب الزائد (أي من كبريتات النحاس غير الذائبة) ثم نقوم بتبريد المحلول حيث تنفصل بلورات من كبريتات النحاس الزرقاء.

الفرق بين المواد المتبلورة والمواد غير المتبلورة:

المواد غير المتباورة	المواد المتبلورة
١- ليس لها نظام بلوري (أي ليس	١ – تمتاز بأشكال هندسية منتظمة ذات
لها شكل ثابت).	سطوح وزوايا.
٢- ليس لها درجات انصهار ثابتة.	٢- تتميز بدرجات انصهار ثابتة.
٣- مثل الزجاج والمطاط.	٣- مثل ملح كبريتات النحاس وملح
	الطعام.

٣- التسامي:

هو عملية تحول المادة الصلبة إلى بخارها دون المرور بالحالة السائلة – مثل – تسامى اليود، الكافور، الفقالين، تسامى الثلج عند فتح الثلاجة.

عملية التسامى:

تجرية:

نضع كمية قليلة من اليود الصلب في كاس زجاجي ثم نسخن الكأس بهدوء فنلاحظ عدم انصهار اليود بل تحرله مباشرة إلى بخار.

صفات أخرى للمادة:

الكثافة، الانصمهار، الانجماد، التبخر، التكاثف، الغليان، قابلية الانضغاط.

خواص المادة:

وتكون على نوعين هما:

١-خواص فيزيائية.

٢- خواص كيميائية.

١ - الخواص الفيزيائية:

هي صفات المادة التي يمكن التعرف عليها دون حدوث تغير في تركيب المادة، مثل اللون والحالة ودرجة الانصهار ودرجة الغليان والكثافة وقابلية الذوبان والتوصيل الحراري والكهربائي.....

٢ - الخواص الكيميائية:

هي صفات المادة التي يمكن التعرف عليه عند حدوث تغير في تركيب المادة مثل:

١- قابلية لحتراق المادة أو مساعدتها على الاحتراق.

٢- قابلية اتحادها مع المواد الأخرى.

٣- قابلية تفككها (تحللها إلى مواد أبسط).

التغيرات الفيزيائية:

هي التغيرات التي تطرأ على المادة دون أن تمس تركيبها الكيميائي ودون أن تؤدي إلى تكوين مادة أو مواد جديدة، مثل: احمرار الحديد بالتسخين، انصهار الثلج، تبخر السائل، تكسر الزجاج، ذوبان السكر في الماء.

التغيرات الكيميائية:

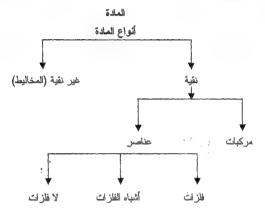
هي التغيرات التي تطرأ على تركيب المادة لتكوين مادة أو مواد جديدة، وتكون دوماً مصحوبة بتفاعل كيميائي يحدث فيه امتصاص أو انبعاث طاقة حرارية عادة.

مثال:

تكون الصدأ على الحديد، تفحم السكر، احتراق الوقود أو الورق أو الخشب، تخثر الحليب.

مقارنة بين التغيرات الفيزيائية والتغيرات الكيميائية:

التغيرات القيميانية	التغيرات الفيزيانية
١ - تغير يمس تركيب المادة.	١ - تغير بالشكل أو الهيئة أو الحالة دون
	أن تمس التركيب الداخلي للمادة.
٧ - تكون مادة أو مواد جديدة.	٧- لا تؤدي إلى تكوين مادة أو مواد جديدة.
٣- تكون مصحوبة بتفاعل كيميائي.	٣- لا يحدث تفاعل للمادة.
٤- يحدث فيها امتصاص أو انبعاث	٤ - لا يحدث فيها امتصاص أو البعاث
طاقة حرارية.	طاقة حرارية.
٥- لا يمكن إرجاع المادة إلى وضعها	٥- يمكن إرجاع المادة إلى وضعها
الأصلي غالباً.	الأصني.



المادة النقية:

هي المادة التي نتألف من دقائق لها نفس الخواص الفيزيانية والكيميائية، مثل الحديد، الماء النقي، ثنائي أوكسيد الكربون النقي.

فالمادة النقية لها تركيب ثابت وصفات محددة سواء أكانت صفات طبيعية كاللون والصلابة والكثافة ودرجة الانصهار ودرجة الغليان أم صفات كيميائية مثل تغير المادة وتفاعلاتها وهذه الصفات يمكن من خلالها تمييز المادة عن غيرها من المواد.

المادة غير النقية:

هي المادة التي تكون دقائقها ذات خواص كيميائية وفيزيائية مختلفة، وتنتج من مزج مادتين أو أكثر، مثل الهواء، النفط.

أي أن المادة غير النقية تتكون من عدد من المواد النقية الممزوجة مع



بعضها بشكل منتظم أو غير منتظم وتدعى المخلوط، وتحتفظ كل مادة في المخلوط بصفاتها الأصلية.

المخلوط:

هو المادة الناتجة عن مزج مادتين أو أكثر بأي نسبة وزنية كانت بحيث تحتفظ كل مادة في الخليط بخواصها الأصلية.

ومعظم المواد المحيطة بنا أو التي نستخدمها هي مخاليط كالهواء والحليب والصخور وغيرها، ويمكن تمييز مكونات بعض هذه المخاليط في حين يصعب تمييز مكونات بعض المخاليط الأخرى فالمخاليط التي يصعب فيها تمييز دقائق المواد الممزوجة عن بعضها تسمى المخاليط المتجانسة، ويسمى المخاوظ المتجانس محلولاً.

أما المخاليط التي يمكن تمييز مكونات المواد الممزوجة فيها من خلال ا اختلاف اللون وحجم الدقائق وتوزيعها من جزء الآخر من الخطوط، فتسمى المخاليط غير المتجانسة.

مثال:

مزج الحديد والكبريت بأي نبسبة وزنية، ينتج خليط يتميز بهم،

١- يتفاعل مع حامض الهيدروكلوريك ويتحرر غاز الهيدروجين، أي أن
 الحديد احتفظ بهذه الخاصية.

٢- بقاء الكبريت بلونه الأصفر.

المركب:

هو المادة الناتجة عن التحاد عنصلايين أو أكثر بنسب وزنية ثابنة بحيث يفقد كل عنصر خواصه الأصلية عند تكون المادة الجديدة، مثل الماء (يتكون من هيدروجين وأوكسجين)، كلوريد الصوديوم (يتكون من كلور وصوديوم)، حامض الخليك (يتكون من عناصر الهيدروجين والكريون والأوكسجين).

مثال: اتحاد الحديد بالكبريت بنسبة ٧ إلى ٤:

الكبريث	الحديد	
١- لوته أصفر.	١ – لونه رمادي.	قبل الاتحاد
٧- لا ينجذب نحو المغناطيس.	٧- ينجذب نحو المغناطيس.	
٣- لا يتفاعل مع الحامض المخفف.	٣- يحرر غاز الهيدروجين عند تفاعله	أر التقاعل
	مع حامض الهيدروليك المخفف.	
عديد)	المادة الثائجة إكبريتيد ال	
لونها الحديد أو الكبريت).	١ - مادة سوداء اللون (أي لا تشيه في	
أن الحديد فقد خاصية الجذب نحو	٧- لا تنجذب نحو المغناطيس (أي	I Jan
	المغناطيس).	يعد التفاعل
وتحرر غاز كبريتيد الهيدروجين.	٣- تتقاعل مع حامض الهيدروكلوريك	

يستنتج من ذلك أن المادة الناتجة من تفاعل الحديد مع الكبريت هي (كبريتيد الحديد) تختلف في خواصمها عن الحديد والكبريت اللذين فقدا خواصمهما عند تكوين الناتج الجديد.

الفرق بين المركب والمخلوط:

المخلوط	المركب
١ – ناتنج عن مزج مادتين أو أكثر بأي نسبة	١ - نائج عن اتماد عنصرين أو أكثر بنسب
وزنية كانت.	وزنية ثابتة.
٧ - تحتفظ مكوناته بخواصها الأصلية.	٧- تفقد مكوناته خواصها الأصلية.
٣- لا يصاحب تكونه تغير حراري.	٣- يصاحب تكونه تغير حراري أي انبعاث
	أو امتصاص حرارة.
٤ - يمكن فصل مكوناته عن بعضها بطرق	٤ - لا يمكن فصل مكوناته إلا بطرق كيميائية
فرزيانية.	صعبة ومعقدة.
ه - تغير فيزيائي.	ه تغیر کیمیائی.

الذرة ومكوناتها

الذرة:

تستكون العناصير من وحدات صغيرة الحجم تسمى الذرات، ولم يستطع العلماء الذين يدرسون الذرات ويجرون الأبحاث أن يحصلوا على ذرة واحدة مستقلة، ولكن تجمع الذرات مع بعضها بأعداد هائلة جداً شيء معروف، فقطع المعادن الصلبة وكميات العناصر السائلة والغازية هي تجمعات هائلة من الذرات، ومن هذا يتضح لنا أن حجم الذرة اللامتناهي في الصغر يجعل إمكانية تخيلها أمراً في غاية الصعوبة ، ومع ذلك فقد تمكن العلماء من اعتماد صورة مبسطة ومعبرة للذرة وذلك حسبما تجمع عندهم من معلومات ومعطيات.

أقسام الذرة ومكوناتها:

تتكون الذرة (كما يظهر في الشكل) من قسمين أساسيين :

١ - النواة:

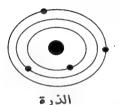
وهي صغيرة الحجم موجبة الشحنة وثقيلة الوزن بالنسبة لباقي مكونات الذرة.

٢ - المحيط الخارجي:

وهو عبارة عن مجموعة مستويات تتحرك فيها الإلكترونات حول النواة بسرعة هائلة، والمحيط الخارجي كبير الحجم مقارنة بالنواة وسالب الشحنة وخفيف الوزن، أي أن صفاته تعاكس صفات النواة.

النواة (بروتونات ونيوترونات)

الالكترون 🌑



وتحوى النواة نوعين من الدقائق هي :

- ١- البروتونات: وتعني الأصل أو الأساس ، وهذا هو المكون الأولى للذرة والمسؤول عن خواصها . والبروتونات نقائق تحمل شحنة موجبة (+) ونقيلة الوزن.
- ٣ النيوترونات: هذه الدقيقة متعادلة ولا تحمل شحنة وهذا هو معنى كلمة نيوترون. والنيوترونات هي اثقل دقائق الذرة وزناً ، فوزن النيوترون
 اكبر بمقدار ضئيل من وزن البروتون .

أما مستويات المحيط الخارجي فتتحرك فيها دقائق من نوع ثالث هي الإلكترونات، والإلكترون دقيقة تحمل شحنة سالبة (-) معادلة بالضبط لشحنة البروتون الموجبة، أما وزنه فهو خفيف جدا ويعادل ١٨٣٦/١ من وزن البروتون.

العنصر:

هو المادة التي تتألف من ذرات متشابهة، مثل الحديد والنحاس والكبريت والكربون والزئبق والبروم والأوكسجين.

وقد يكون العنصر صلباً كالحديد والنحاس، أو سائلاً كالزئبق والبروم أو غازاً كالهيدروجين والنتروجين والأوكسجين. وتشتمل العناصر على الفلزات والكفازات وأشباه الفلزات.

ועאוען וב	الغلز الت
١- تتفتت عند قطرق.	١- لها القابلية على الطرق والسعب (عدا
	الزنيق).
٢- الاعطى بريقاً ولمعاناً عند صفل سطوحها.	٢- تعلي بريق معنى عند صفل سطوحها.
٣- ربيئة التوصيل للحرارة والكهرياتية.	٣- چيدة التوصيل للحرارة والكهريائية.
٤ - كثافتها ودرجات غليقها والصهارها واطئة.	 ٤- كثافتها ودرجات غليلها والصهارها عالية
	شىپياً.
٥- لا تحدث تغيراً كيميلياً عند وضعها في	 ٥- تحدث تغيراً كيميائياً عند وضعها في
حامض مخقف.	حامض مخلف.
٦ معظمها غازية مثل (هيدروجين	٣-صلبة عدا الزئيق فهو سائل.
أوكسجين تتروجين)، والقليل منها سائل	
والصلب منها غير قابل للسحب والطرق.	
٧- أكاسيدها حمضية التأثير، ومعظمها غازية.	٧- أكاسيدها صلبة قاعدية التأثير.
٨- أوناتها في المحاليل سالبة الشحنة	 أيوناتها في المحاليل موجبة الشحنة

أشباه الفلزات:

هي العناصر التي تمثلك بعض الصفات الفلزية وبعض الصفات اللافلزية مثل الزرنيخ والسليكون (SI).

المعادلة الكيميائية:

وهي جملة لفظية أو رمزية لوصف التفاعل الكيميائي، وتتكون من طرفين: الطرف الأول يبين المواد الداخلة في التفاعل وتسمى المواد المتفاعلة، والطرف الثاني يبين المواد الذاتجة ويتصل الطرفان بمعهم متجه إلى المواد

الناتجة من التفاعل.

مواد متفاعلة → ◄ مواد ناتجة

وتستخدم في المعادلة اللفظية أسماء العناصر والمركبات الداخلة في التفاعل والذاتجة منه كما في تفاعل الحديد والكبريت فتكون المعادلة اللفظية بالشكل التالي:

وعندما يدخل في التفاعل أكثر من مادة أو يكون ناتج التفاعل أكثر من مادة فتوضع إشارة (+) بين هذه المواد، وتوضع ظروف التفاعل فوق السهم (حرارة، ضغط.....).

الرمز والصيغة الكيميائية:

لقد أعطى العلماء كل عنصر من العناصر رمزاً وذلك لتسهيل دراسة التفاعلات الكيميائية والتعبير عنها، فيرمز لبعض العناصر بحرف واحد كبير أو حرفين يكتب الأول كبيراً والثاني صغيراً، وتشتق هذه الحروف من الاسم الاعتبادي أو اللاتيني للعنصر:

	أبيم إلعيس			اللهور	استم العصيل ا
Cu	نحاس تحاس	Al	الومنيوم	H	هيدروچين
Zn	خارصين	Si	سيليكون	He	هيليوم
Br	بروم	P	فسقور	С	كريون
Pb	رصاص	S	كبريت	N	نتروجين
I	يود	Cl	كلور	0	أوكسجين
Ag	قضة	K	يوتاسيوم	F	قلور
Hg	زئيق	Ca	كالسيوم	Na	صوديوم
Au	ڏهپ	Fe	حديد	Mg	مقتيسيوم
Cr	الكروم	Cd	الكاديوم	Co	الكويالت

وتوجد بعض العناصر على شكل ذرات منفصلة منها الهليوم، وتكون بعض العناصر هي الجزيئات فعنصر الأوكسجين، مثلاً يوجد في الظروف العادية بشكل جزيئات ثنائية الذرة، أي أن الجزيء يتكون من ذرتين مرتبطتين كيميائياً.

ومثلما عبر عن الذرات بالرموز كذلك يعبر عن الجزيئات بالرموز \mathbf{O}_2 فجزيء الأوكسجين يمثل بالرمز \mathbf{O}_2 وهذه رموز بعض العناصر التي توجد على شكل جزيئات:

 $egin{array}{ll} {\bf CL_2} & {\bf Alg.} & {\bf Zlog} & {\bf Alg.} \ {\bf Br_2} & {\bf Ilg.} & {\bf O_2} & {\bf Ilg.} \ {\bf Ilg.} & {\bf Ilg.} & {\bf Ilg.} & {\bf Ilg.} \ {\bf Ilg.} & {\bf Ilg.} & {\bf Ilg.} & {\bf Ilg.} \ {\bf Ilg.} & {\bf Ilg.} & {\bf Ilg.} & {\bf Ilg.} & {\bf Ilg.} \ {\bf Ilg.} & {\bf$

ويشير الرمز إلى العنصر نفسه وإلى ذرة واحدة من ذلك العنصر، فيدل الرمز O على ذرة هيدروجين واحدة، والرمز 2O على ذرة هيدروجين واحدة، والرمز O على ذرتين منفصلتين، ويمثل الرمز O جزيئاً واحداً من الأوكسجين، وتمثل ثلاث جزيئات منه بالرمز O و O.

وتمثل المركبات التي تتكون من التحاد نوعين أو أكثر من الذرات كالماء مثلاً بالصيغة H2O لتي نزمز إلى أن جزيء الماء مكون من التحاد ذرتي ميثلاً بالصيغة وذرة أوكمىجين ولحدة، وتبين صيغة ثاني أوكمىيد الكربون CO2 بأن جزيئه يتكون من التحاد ذرتي أوكسجين وذرة كربون واحدة، أي أن الصيغة الكيميائية لمركب ما تدل على العناصر الداخلة في تكوينه وعدد ذراتها في الجزيء. المعادلة المعاشدة ال

يوصف التفاعل الكيميائي بمعادلة تستخدم فيها الرموز والصيغ التي تمثل المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من ذلك التفاعل.

فمثلاً المعادلة اللفظية: حديد + كبريت → كبريتيد الحديد

تكتب بالرمز الكيميائي لتلك المواد كالتالي:

العناصر النبيلة:

هي العناصر التي يكون المدار الخارجي (الأخير) لذراتها ممثلئ (مشبع) بالإلكترونات ويمتاز بدرجة عالية من الاستقرار وقلة الفعالية في الظروف الاعتيادية (مثل الهيليوم، النيون، الأركون).

إن الذرات غير المشبعة (أي لا يحتوي مدارها الخارجي على العدد الكامل من الإلكترونات) تكون فعالة كيميائياً وغير مستقرة، لذلك فهي تميل إلى فقدان أو اكتساب أو المشاركة بعدد من إلكترونات مداراتها الخارجية مع ذرات عناصر أخرى للوصول إلى حالة الاستقرار وبلوغ نظام إلكتروني يشابه بناء المدارات الإلكترونية للعناصر التي يحتوي مدارها الخارجي على (٧) إلكترون في حالة امتلاكها لمدارون أو ثلاثة ممدارات.

الأيون:

هو ذرة فاقدة أو مكتسبة لإلكترون واحد أو أكثر، فعندما تققد الذرة الكترونات فإنها تتحول إلى الأيون الموجب، حيث تحمل الذرة شحنة كهربائية موجبة مساوية لعدد الإلكترونات المفقودة.

وعندما تكتمب الذرة الكترونات تتحول إلى الأيون السالب، حيث تحمل الذرة شحنة كهربائية سالبة مساوية لعدد الإلكترونات المكتمبة.

التأسن:

هو عملية فقدان الذرة أو اكتسابها لإلكترون واحد أو أكثر حيث نتحول الذرة في حالة الفقدان إلى أيون موجب ونتحول في حالة الاكتساب إلى أيون سالب.

ملاحظات:

عندما نتأين الذرة (تتحول إلى أيون) نتغير خواصها الأصلية.

الفرق بين الذرة والأيون:

	الأبون
١- غلافها الخارجي غير ممتلئ	 الفارجي ممتلئ بالإلكترونات
بالإلكترونات (أي غير مشبعة).	(أي مشيع).
٧ - أقل استقراراً.	٢- أكثر استقراراً.
٣- فعالة كيميائياً.	٣- فتيل القعالية.

١- تميل ذرات الفلزات إلى فقدان الإلكترونات والتحول إلى الأيون الموجب.

٧- تميل اللافلزات إلى اكتساب الإلكترونات والتحول إلى الأيون السالب.

وتتغير تسمية بعض العناصر (اللافلزية) عند تحول نراتها إلى أيونات (حيث يضاف للاسم مقطع يد) مثل: ذرة أوكسجين ____ابون أوكسيد ذرة كبريت ___ابون كبريتيد ذرة نتروجين ____ابون نتريد ذرة كلور ك أيون الكلوريد ذرة بروم ك أيون بروميد ذرة يود اليون يوديد ذرة فلور ك أيون قلوريد



قوانين الأساسية الكيميائية

تمهيد:

وجدت القوانين الأساسية الكيميائية في نهاية القرن الثامن عشر وفي بداية القرن التاسع عشر على يد كيميائيين تمكنوا من إجراء قياسات دقيقة كالحجوم وكتل الأجسام الدلخلة في التفاعلات الكيميائية، وقد أصبح بواسطة هذه القوانين التفريق بديهياً بين الخليط والاتحاد، وتحتفظ المواد المكونة للخليط بخواص فيزيائية وكيميائية ثابتة، بينما يؤدي اتحاد مادئين إلى لختفاء خواصمهما وتكوين مواد جديدة ذات خواص تختلف عن خواص المواد الابتدائية.

ويمكن أن تتغير كمية المواد الداخلة في الخليط بصورة مستمرة، بينما بينت دراسة الاتحاد انقطاع للمادة (فكرة الفلسفة اليونائية القديمة).

تجارب ومشاهدات:

- أجرى العالم بويل تجارب على الغازات فلاحظ أن حجم الغاز المحصور يقل بزيادة الضغط الواقع عليه. فاستنتج أن الغازات تتكون من دقائق صغيرة بينها فراغات، وهذه الفراغات نقل وتقترب الدقائق من بعضها بزيادة الضغط الواقع عليها.
- ب- أجرى العالم الافوازييه تجارب فلاحظ أن النقصان في كتل المواد عند تسخينها مساو لكتل الغازات المنطلقة منها، فكتلة مركب الزئبق الأحمر مثلاً (أوكسيد الزئبق (II)) تتقص بالتسخين بمقدار يساوي كتلة الغاز المنطلق منه. فاستتج بذلك بأن "المادة الا تغنى والا تخلق من العدم "، وسمى هذا القانون بقانون حفظ المادة.

بعض قوانين الاتحاد الكيميائي:

من خلال التجارب التي قام بها العلماء والمبنية على القياسات توصل العلماء إلى أن هنالك علاقة بين كتل المواد الناتجة من التفاعل الكيميائي والمواد الداخلة في هذا التفاعل فمثلاً يتكون الماء من ذرتين من الهيدروجين وذرة أوكسجين ولحدة أي أنه يتكون بنسبة ولحدة مهما اختلفت مصادره وطرق تحضيره، وقادتهم هذه النتيجة إلى وضع قوانين سميت بقوانين الاتحاد الكيميائي وأبرز نصوص هذه القوانين هي:

أولاً - قوانين النسب الوزنية:

أ- قاتون الأقوازييه أو مبدأ حفظ الكتلة:

بينت تجارب الأفوازييه ومن أتى بعده من الكيميائيين بدقة كبيرة عدم تغير كتل المواد المتفاعلة، ولذلك أطلقوا على القانون اسم قانون حفظ المادة وينص القانون على:

" لا يخلق شيء ولا يفنى شيء في كافة العمليات أو كتلة جسم مركب أو مجموع كتل الأجسام الداخلة فيه"، أو في أي تفاعل كيميائي فإن الكتلة لا تفنى و لا تخلق.

أى أن: كتلة المواد المتفاعلة = كتلة المواد الناتجة.

وقد توصل الافوازييه إلى هذا القانون نتيجة أبحاثه في أكسدة الزئبق، حيث الحظ الافوازييه بأن كتلة أوكسيد الزئبق المتشكل تساوي مجموع الزئبق والأوكسجين المختفية.

$$2Hg + O_2 \longrightarrow 2 HgO$$

 $2(200.61) + 2(16) \longrightarrow 2 (200.61 + 16)$
 $401.22 + 32 \longrightarrow 433.22$



مثال:

عند أكمدة كمية موزونة من القصدير في وعاء مغلق وجد أن وزن الوعاء بيقى ثابتاً عند تكوين أوكمسيد القصدير الناتج من تفاعل الأوكسجين مع القصدير.

ولا يزال هذا القانون صحيحاً في كل التفاعلات الكيميائية غير النووية، ولا يمكن تطبيق قانون لافوازييه على التفاعلات العنيفة (أكثر من ٢٠٠٠ سعرة حرارية) لأن علاقة اينشتاين تبين وضوح خسارة الكتلة.

ب- قانون النسب المعينة (قانون النسب الثابتة) أو قانون بروست:

يتركب كل عنصر كيميائي مهما اختلفت طرق تحضيره من نفس عناصره متحدة مع بعضها بنسب وزنية ثابتة.

فعندما يتحد ٢٦ غم من الصوديوم مع ١٦ غم من الأوكسجين يتكون ٢٦ غم من أوكسيد الصوديوم، ولكن إذا احتوت المواد الداخلة في التفاعل على زيادة من الصوديوم أو الأوكسجين فإن هذه الزيادة سوف تبقى دون تفاعل لأن التفاعل يجري في نسبة ثابتة ٢١/٦٤ ومنه جاء نص قانون بروست: "لسبة كل العناصر الداخلة في اتحاد ما، هي ثابتة".

عندما يتشكل الماء يتحد الهيدروجين مع الأوكسجين بنسبة (١) إلى (٨) ويتحد الهيدروجين مع ٣٥,٥ غم من الآزوت في الأمونياك ومع ٣٥,٥ غم من الكلور في مركب كلوريد الهيدروجين، ويطلق على مقدار ما يتحد من أي عنصر مع ١ غم من الهيدروجين بالمكافئ الغرامي، ألا أن هناك عناصر لا تتحد مع الهيدروجين، لذلك يمكن حسلب المكافئ الغرامي من الكمية التي تتحد مع ٨ غرامات من الأوكسجين.

فالمكافئ الغرامي أو الكيميائي هو كمية من العناصر مقدرة بالغرام التي يمكنها الاتحاد مع غرام واحد من الهيدروجين أو ثماني غرامات من الأوكسجين.

مثال:

عند تحضير ٣ نماذج من أوكسيد النحاس وبطرق مختلفة واختزالها بالهيدروجين.

وجد أن:

$$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$$

 0,76 غم من أوكسيد النحاس أعطت 0,78 غم نحاس (نموذج 1) 0,78 غم من أوكسيد النحاس أعطت 0,78 غم من أوكسيد النحاس أعطت 0,78 غم نحاس (نموذج 1) 1 للنموذج الأول وزن الأوكسجين 1,78 1

$$\frac{e(i) \text{ licely}}{1} = \frac{8,1}{1,0} = \frac{9,1}{1,0}$$

للنموذج الثاني وزن الأوكسجين ٧,٩ = ١,٦ = ١,٦ غم

$$\frac{-7,9}{1} = \frac{7,7}{1,7} \therefore$$

للنموذج الثالث وزن الأوكسجين ٦,٣٢ ٥,٠٤ = ١,٢٨ غم

$$\frac{\gamma,q}{\gamma} = \frac{0,1\xi}{1,\gamma\lambda} ::$$

أي أن نسب تفاعل العناصر هي نفسها عند تكوين مركب كيميائي مهما اختلفت طريقة التحصير.

ج- قانون دالتون أو قانون النسب المتضاعفة:

"عندما يتحد عنصران ويكونا أكثر من مركب ولحد، فإن النسبة بين الكتل المختلفة من أحد العنصرين التي تتحد مع كتلة ثابتة من العنصر الآخر

تكون نسبة عددية صحيحة بسيطة ".

مثال:

عند اخترال ۱۱٫۲ غم من أحادي أوكسيد الكربون CO تخلف 6.4 غم كربون عند اخترال 6.4 غم من ثنائي أوكسيد الكربون6.4 تخلف 6.4 غم كربون كتلة الأوكسجين في الحالة الأولى 6.4 6.4 6.4 6.4 غم كتلة الأوكسجين في الحالة الثانية 6.4 6.4 6.4 6.4 6.4

نسبة كثلة الأوكسجين
$$\frac{3,7}{6} = \frac{3}{7}$$
 (الحالة الأولى)

 $\frac{\xi}{m}$ ميث أن النسبة الثانية $\frac{\lambda}{m}$ هي ضعف النسبة الأولى

أي أن نسبة كتلتي الأوكسجين المتحدثان مع كتلة ثابتة من الكربون هي نسبة عددية بسيطة وهي $\frac{Y}{V}$ أو $\frac{Y}{V}$

د- قانون النسب المتبادلة:

إذا اتحد عنصران مثل A , B مع عنصر ثالث مثل C فإن النسبة بين وزني A , B المتحدين مع وزن معين من C هي نفس النسبة الوزنية التي يتحد بها العنصران A , B أو أحد مضاعفاتها.

مثال:

يكوِّن الهيدروجين والأوكسجين والكربون ثلاث مركبات حيث:

ا عم مع ٤ غم هيدروجين لتكوين ميثان ٢١٨.

٢- يتحد ١٢ غم من الكربون مع ٣٢ غم أوكسجين لتكوين ثنائي أوكسيد
 الكربون CH₂.

٣- يتحد ٢ غم هيدروجين مع ١٦ غم أوكسجين لتكوين ماء H₂O.

وعند تثبيت وزن الكربون الذي يتحد مع أوزان مختلفة من الهيدروجين والأوكسجين فإن النسب الوزنية بين الهيدروجين والأوكسجين:

وهذه النسبة مساوية لنسبة الهيدروجين والأوكسجين فيما لو اتحدا مباشرة

$$-\frac{Y}{\Lambda} = \frac{Y}{\Lambda}$$
 لتكوين الماء.

ثانياً - قوانين النسب الحجمية للغازات:

أ- قانون غي لوساك للحجوم الغازية المتفاعلة:

عندما تمتزج الغازات مع بعضها قد يحدث تفاعل كيميائي، وعند ذلك فإن الحجم الكلي للمزيج الغازي - وبالتالي الضغط الناتج عنه - سوف يتغير، فمثلاً عند إمرار شرارة كهربائية في مزيج غازي من الهيدروجين والأوكسجين يودي إلى إنتاج بخار الماء:

كذلك فإن تعريض مزيج من غازي الهيدروجين والكلور إلى الأشعة فوق البنفسجية يسبب حدوث تفاعل كيميائي بين الغازين وينتج عن ذلك غاز كلوريد الهيدروجين:

وقد لوحظ أنه في مثل هذه التفاعلات بين الغازات عند درجة حرارة وضغط ثابتين يكون حجم الغازات المتفاعلة عبارة عن مضاعفات بسيطة بالنسبة لبعضها، مثلاً يتحد لتر واحد من الأوكسجين مع لترين من لترين من الهيدروجين (بنسبة ١:٢) لإنتاج بخار الماء، وفي تفاعل الهيدروجين مع الكلور يتحد لتر واحد من كل غاز لإنتاج ۲ لتر من كلوريد الهيدروجين وعلى هذا فإن

العناصر الغازية لا تتحد حسب نسب وزنية معينة فقط بل وحسب نسب حجمية معينة أيضاً مقاسة في الشروط النظامية.

وقد عبر غي لوساك عن هذه الظاهرة بالقانون المعروف باسمه والذي ينص على ما يلي:

" تتناسب حجوم الغازات الداخلة في التفاعل الكيميائي أو الناتجة منه مع بعضها البعض تناسباً عددياً بسيطاً إذا ما قيست تحت نفس الظروف من ضغط ودرجة حرارة ".

أما إذا كان حجم الغاز ثابتاً (V = V) فإن ضغط الغاز في درجة حرارة معينة، أو إذا كان ضغط الغاز ثابتاً (V = V) فإن حجم الغاز في درجة حرارة معينة بحقق العلاقتين التاليتين:

 $-P_t = P_o$ (1 + $_t$) الثابت في حالة الحجم الثابت

$$V_t = V_o$$
 ($\alpha 1 + t$) الثابت ($\alpha 1 + t$) في حالة الضغط الثابت

مجم وضغط الغاز في (V_t , P_0) مجم وضغط الغاز في الشروط النظامية.

أمثلة:

تفاعل حجم واحد من النتروجين مع ثلاثة حجوم من الهيدروجين لينتج حجمين من الأمونيا.

$$N_2 + 3 H_2 \longrightarrow 2 NH_3$$

تفاعل حجم من كل من الهيدروجين والكلور وتكوين حجمين من كلوريد الهيدروجين.

$$H_2+Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$



تفسير قانون غي لوساك في ضوء النظرية الذرية لدالتون:

الفترض دالتون أن: "حجوم الغازات المتساوية لذا قيمت في الظروف نفسها من ضغط ودرجة حرارة فإنها تحقوي على أعداد متساوية من الذرات البسيطة في حالة العناصر والذرات المركبة في حالة المركبات ".

وحسب هذا التفسير لقانون غي لوساك فإننا نصل إلى نتيجة مناقضة لنظرية دالتون الذرية، وهي تجزئة الذرات (حيث أن الذرات غير قابلة للانقسام).

فَمثْلاً: الحصول على جزيئة واحدة من كلوريد الهيدروجين يتطلب ذلك تفاعل نصف ذرة من الهيدروجين مع نصف ذرة من الكلور.

$${
m H}_2 + {
m Cl}_2 \longrightarrow 2 {
m HCl}$$
 Year, learn large (and learn large)

أي أن نظرية دالتون عجزت عن تفسير قانون غي لوساك للحجوم الغازية المتفاعلة.

ب- قاتون شارل:

عند رفع درجة حرارة أي مادة كانت صلبة أم سائلة أم غازية نلاحظ ازدياد في حجمها وخاصة بالنسبة للغازات حيث تمتاز بقابلية عالية لتمددها أو ضغطها، ويمكن قباس تمدد حجم غاز معين عند وضعه في أسطوانة ينزلق في أعلى الأسطوانة مكبس يدل على الضغط القياسي لذلك الغاز توعند رفع درجة حرارة الغاز نلاحظ ارتفاع المكبس مما يدل على زيادة في ججم الغاز ...

ج ـ قانون دالتون:

الضغط الكلى لمزيج من الغازات يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكونة للمزيج وكأن المزيج غاز واحد، وهذا يعني أنه إذا وضع أكثر من غاز واحد في إناء معين فإن المزيج الغازي يتوزع في الإناء حتى يصبح وكأنه غاز واحد.

د- قانون أفوكادرو:

لفتت تجارب غي لوساك أنظار الكيميائيين وجنبت انتباههم، فبساطة العلاقة الكائنة مابين حجوم الغازات المتفاعلة بينت بان ذلك ليس مظهراً لخاصة أساسية من خواص الغازات، وبعد ذلك اعتقد برزيليوس أحد كبار الكيميائيين بأن الحجوم المتساوية من الغازات تحوي إذا ما أخذت في شروط ولحدة العدد نفسه من الذرات، وبذلك أصبح ممكناً تعيين الأوزان الذرية بمقارنة وزن غاز ما مع وزن حجم مماثل له من الهيدروجين.

ولكن هذه النظرية باعت بالفشل لأنه إذا كان عدد الذرات متساوياً في حجوم متساوية، فإن حجم واحد من غاز الكلور وحجم واحد من غاز الهيدروجين لا يمكن أن يعطي أكثر من حجم واحد من غاز كلوريد الهيدروجين لأن المركب (كلوريد الهيدروجين) يحوي على ذرة كلور وذرة هيدروجين، ولكن في تجربة غي لوساك أنه قد تشكل حجمين من كلوريد الهيدروجين.

لقد كان العالم الإيطالي أفوكادرو أول من أوجد تفسيراً لهذا التتاقض وذلك عندما أدخل مفهوم الجزيء في الحقيقة التالية:

"جزيئات العناصر الغازية قد نتكون من أكثر من ذرة واحدة، أو بصورة عامة فإن جزيئة العنصر الغازي قد نتكون من ذرتين أي جزيئة ثنائية الذرة ".

وقد استطاع أفوكادرو أن يوفق بين نظرية دالتون الذرية وقانون غي لوساك للحجوم الغازية المتحدة حيث افترض أن الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة المقاسة في نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة تحتوي على أحداد متساوية من الجزيئات ".

فمثلاً للحصول على جزيئة ولحدة من كلوريد الهيدروجين يتطلب تفاعل أ جزيئة كلور مع نصف جزيئة هيدروجين، حيث أن أ جزيئة هو ذرة واحدة على الأقل وهذا لا يناقض نظرية دالتون.

وقد مهدت نظرية أفوكادرو الطريق لتعيين الوزن الذري للعناصر.

كان لدراسة المواد الصلبة اكبر الأهمية في تقدير عدد أفوكادرو بدقة، فمن قياس الكثافة (أي الكتلة لوحدة الحجم) للجسم الصلب، يمكن حساب الحجم الذي تشغله ذرة غرامية ولحدة من أي عنصر.

وباستعمال أشعة X يمكن تقدير حجم الفراغات بين الذرات، وهذا يمكن من حساب عدد الذرات الموجودة في الحجم الذي يشغله اغم ذرة بعد طرح المسافات المبينة غير المشغولة والمقدرة بأشعة X.

وقد أكد كانيزارو عام ١٨٥٨ بأنه يمكن استعمال مبدأ – أفوكادرو لحساب الوزن الجزيئي لغاز ما، قعدما تحوي نفس الحجوم من الغازات عدد ضغط ودرجة حرارة ثابتين نفس العدد من الجزيئات، فأن أوزان الحجوم المتساوية تعطي مباشرة الأوزان النسبية لأتواع الجزيئات التي تحويها تلك الغازات.

هــ- قانون غراهام في الانتشار:

إن الجسم الغازي يأخذ دوماً شكل الانتشار الموجود فيه، لأن جزيئات الغاز قابلة للحركة، أي قابلة للانتشار.

ويما أن وزن الغاز أو كثافته تابعة لوزن جزيء منه، فأن الغازات الخفيفة تنتشر بسرعة لكثر من الغازات الثقيلة.

وقد وضع غراهام تفسيراً لهذه الظاهرة بالقانون الذي سمي بقانون غراهام والذي ينص على أن: "معدل انتشار أي غاز يتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي لكثافته أو وزنه الجزيئي".

معدل الانتشار - الوزن الجزيئي للغاز

وحسب الافتراض الرابع النظرية الحركية، أن متوسط الطاقة الحركية المجزيئات الفازية (وهذا ثابت لكل درجة حرارة) يتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة، أي أن سرعة انتشار الغازات الخفيفة أكبر من سرعة انتشار الفازات التقيلة.

 U^{235} وقد استفيد من هذه الخاصية في فصل نظيري عنصر اليورانيوم U^{238} و U^{238} عن بعضهما، وذلك بتحويل اليورانيوم الطبيعي إلى الغاز المناظر فلوريد اليورانيوم U^{235} ثم يمرر المزيج الغازي خلال جسم صلب مسامي فينفذ الغاز U^{235} ولاً بسبب كونه أخف وزناً من الغاز الحاوي على النظير U^{235} .

وبإعادة العملية مرات عديدة يمكن الحصول على النظير المطلوب بصورة نقية.

و- النظرية الحركية:

ويطلق علي هذه النظرية أحياناً نظرية الجزيء المتحرك، والمقصود



بذلك أساساً أن جزيئات المادة في حركة مستمرة، وأن الحرارة هي التعبير الملموس عن تلك الحركة.

وقد اقترحت النظرية الحركية كأي نظرية - لتفسير بعض الحقائق الملاحظة حول سلوك الغازات، ولكي يكون النموذج المقترح في النظرية عملياً لا بد من وضع بعض الافتراضات التوضيحية المبسطة.

فالنظرية الحركية تعتمد على الافتراضات التالية، وتنطبق هذه الافتراضات كلها على الغاز المثالي:

- ١- تتألف الغازات من جزيئات دقيقة متباعدة عن بعضها بحيث أن الحجم الحقيقي لجزيئات الغاز نفسها يمكن إهماله باللسبة للفراغ الموجود بينها.
- ٣- جزيئات الغاز المثالي مستقلة تمام الاستقلال عن بعضها بحيث أنه لا يوجد قوى تجاذب بينها.
- "- جزيئات الغاز في حركة عشوائية سريعة مستمرة، وأثناء تلك الحركة تصطدم ببعضها ويجدران الإناء الموضوعة فيه، وفي كل تصادم يفترض أنه لا تحدث خسارة في الطاقة الحركية، بل يحدث انتقال في الطاقة بين الجزيئات. إن النموذج المقبول لأي غاز حسب تلك النظرية هو أن الغاز مؤلف من آلاف المليارات من الجزيئات الدقيقة التي تتحرك في الفراغ الكبير حركة عشوائية أو دورانية حول مركز نقل الجزيء أو حركة اهتزازية مختلفة.
- ٤- في أي لحظة وضمن أي مجموعة من الجزيئات، فإن لكل منها سرعة مختلفة وبالتالي طاقة حركية مختلفة عن مجموعة أخرى من الجزيئات. لكن متوسط الطاقة الحركية لجميع الجزيئات يفترض بأنه يتناسب طربياً مع درجة الحيارة للطاقة، وعندما نقول أن السرعة وسطية، فأننا نقصد أن السرعات الحقيقية للجزيئات المنفردة تختلف كثيراً

موسوعة الكيمياء الشاملة

فيما بينها، بحيث أن ازدياد درجة الحرارة لا يؤدي إلى ازدياد في هذه السرعات فحمد، بل إلى توزعها بشكل أكثر تجانساً فيما بين الجزيئات.

إن معظم الجزيئات ذات سرع متقاربة ولكن مع ذلك توجد جزيئات ذات سرع كبيرة جداً، ومن البديهي أن لا تكون قيمة السرعة خاصة لجزيئة معينة، ولكنها تعكس وضع الجزيئة في زمن معين.

وبصورة عامة فإن احتمال سرعة معينة واحدة من أجل جميع جزيئات الغاز كما هو واضح من علاقة ماكسويل لتوزع السرع.

ويحدث التبادل في الطاقة على مجال واسع بحيث تبقى الطاقة الحركية لجزيئات الغاز في العينة كلها ثابتة بشرط عدم إضافة أي طاقة من الوسط الخارجي، كما يحدث في عملية التسخين، فمن المعروف انه يمكن رفع درجة حرارة غاز بالتسخين، والحرارة المضافة هي إحدى صور الطاقة، وتستعمل لزيادة سرعة الجزيئات الغازية، وبالتالي زيادة متوسط طاقتها الحركية، وبذلك يمكن اعتبار درجة الحرارة كدليل على متوسط الطاقة الحركية، وقد ثبت بالتجربة أن الاستنتاجات المبنية على افتراض أن: متوسط الطاقة الحركية يتاسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة صحيحة وتنطبق مع نتائج التجربة.

في أوائل القرن التاسع عشر تم تمييع بعض الغازات مثل غاز ثاني أوكسيد الكربون وكبريتيد الهيدروجين والأمونياك وغيرها، ويمكن تحويل الغاز إلى سائل بواسطة التحكم في درجة الحرارة والضغط (لابد من تبريد الغاز إلى ما دون درجة حرارة معينة)، ويحدث ذلك التحول عندما تصبح قوى التجانب بين الجزيئات أكبر من الطاقة الحركية لناك الجزيئات، والعوامل المساعدة على ذلك هي:

١- الضغوط العالية إذ أنها تقرب الجزيئات من بعضها وبذلك تزيد قوى
 التجاذب بين الجزيئات.

٣- درجات الحرارة المنخفضة التي تقال من الطاقة الحركية للجزيئات.

ويمكن القول بوجه عام أنه كلما ارتفعت درجة الحرارة لغاز ما كلما زاد الضغط الولجب استعماله، لأن لكل غاز درجة حرارة معينة تحدث عندها الإسالة، فإذا ما زادت درجة حرارته عن تلك الدرجة فإنه لا يمكن إسالته مهما ارتفع الضغط لأن الطاقة الحركية للجزيئات تكون كبيرة بدرجة لا تسمح لقوى التجاذب بالتغلب عليها، ويتعبير آخر فأنه يوجد حد أقصى لدرجة الحرارة التي يمكن عندها - أو أقل منها - إسالة الغاز فإذا زادت درجة الحرارة عن ذلك الحد فان عملية الإسالة لا يمكن أن تحدث مهما كان الضغط المستعمل عالياً، وتسمى تلك الدرجة لكل غاز بدرجة الحرارة الحرجة، كما يطلق على الضغط اللازم لإسالة الغاز عدرجة الحراجة بالضغط الحرج.

ويلاحظ أنه إذا كانت درجة حرارة الغاز أقل من الدرجة الحرجة فأن الضغط اللازم للإسالة يقل عن الضغط الحرج.

وعندما يرفع الضغط عن غاز (ضغطه ٢٠٠ ٢٥٠ جوي) تتخفض الطاقة الحركية للجزيئات، وبالتالي تتخفض درجة حرارته إلى ما دون درجة الحرارة الحرجة.

لقد عبرت قوانين الاتحاد الكيميائي عن حقائق وعلاقات صحيحة مبنية على أساس التجربة والترصد والمشاهدات الملموسة، ويعتبر تفسير الظواهر والمشاهدات من العمليات المهمة التي شغلت عقول العلماء لفترة طويلة عند بحثهم في تكوين المواد، حيث أن هذه القوانين بحاجة إلى تفسير، مما حدا بالعلماء إلى محاولة وضع نظريات لتفسير هذه القوانين، وهذه النظريات لا تمثل حقائق بل هي افتراضات هدفها تفسير الحقائق، وإذا عارعة عجزت فرضيات

النظرية عن تفسير حقائق أو ظواهر جديدة فإنها نرفض ويبدأ البحث لوضع فرضيات لنظرية جديدة تشمل تفسيراً لجميع الحقائق.

ومن هذه النظريات:

النظرية الذرية لدالتون:

هي أول نظرية علمية كمية فسرت التفاعلات الكيميائية والسلوك الكيميائي للمواد.

وقد كان لإدخال الطريقة الكمية في البحث ووضع قانون حفظ المادة أهمية كبرى في تقدم علم الكيمياء، إلا أن ما وزد هذا العلم بأساسه العلمي المتين كان النظرية الذرية – الجزيئية.

لقد بدأ التفكير في طبيعة المادة والظن بأنها غير مستمرة في النهاية في أيام الفلاسفة اليونانيين الأوليين، وقد فكر بعضهم بأن المادة لابد أن تكون موافقة من جسيمات صغيرة لا يمكن تحطيمها، وأطلقوا عليها اسم ذرات أي لا يمكن قسمها.

فرضيات نظرية دالتون الذرية:

أ- تتكرن المادة من دقائق متناهية في الصغر غير قابلة للانقسام تدعى
 ذرات.

ب- الذرات لا تغنى ولا يمكن تخليقها.

ج- لذرات العنصر الواحد نفس الصفات من حيث الحجم والشكل والكتلة، وهذه الذرات تختلف في الصفات عن ذرات أي عنصر آخر.

د- تتكون الذرات المركبة من اتحاد ذرات العناصر بنسب عددية
 بسيطة.

هـ التفاعل الكيميائي هو إعادة توزيع الذرات بدون المساس يصفاتها.



أي أن الاتحاد الكيميائي بين عنصرين أو أكثر هو اتحاد ذرات تلك العناصر بنسب عددية بسيطة لتعطي أصغر وحدة من المركب وهي الجزيء. وقد اعتمد دالتون في إعلان نظريته حول مفهوم الذرة على البحوث.

والاكتشافات الكيميائية التي أثبتت أن المادة ذات طبيعة ذرية، وكان غرض دالتون من صياغة بنود نظريته تفسير التغيرات الكيميائية التي تحدث على المادة وقوانين الاتحاد الكيميائي التي تحكمها.

الذرة:

هي أصغر كتلة من المادة، لا توجد الذرة في الحالة الحرة بل توجد في الاتحادات بشكل شوارد.

ويمكن من الناحية الكيميائية تعريف الذرة بأنها أصغر دقيقة من المادة ذات كيان خاص بها.

الجزىء:

يتألف الجسم المادي من مجموعة من الجزيئات المتناهية في الصغر، فالجزيء هو أصغر دقيقة من المادة يمكن أن توجد في الكالة الحرة.

جزيء جسم بسيط:

يتشكل بالشروط النظامية، وبصورة عامة من انحاد فرتين متشابهتين أو أكثر.

مثال:

N2, O3, O2 يوجد بعض الحالات الشاذة مثل الغازات النادرة التي تكون في الشروط النظامية وحيدة الذرة.

جزيء جسم مركب:

هو جزيء مؤلف من اتحاد عدة ذرات منها ذرتين على الأقل مختلفتين. مثال:

H₂SO₄, H₂O, HCl



التجاذب بين الجزيئات:

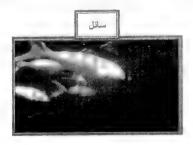
لنفترض وجود حالة مثالبة غير موجودة في عالم الواقع وهي عزل جزيء واحد فقط من بخار الماء، فإن القوة التي جعلت هذا الجزيء يتكون هي قوة الرابطة المشتركة بين الأوكسجين والهيدروجين ويدون هذه الآصرة لا تتكون مادة اسمها الماء (يوجد في جزيء الماء اثنتان من هذه الأواصر (الروابط)).

إننا نعرف أن الحصول على جزيء منفرد ما يزال أمراً مستحيلاً فجزيئات نفس النوع تتجمع مع بعضها البعض، وقوى النرابط بين الجزيئات هي التي تقرر حالة المادة، فإذا كانت هذه القوى ضعيفة تكون المادة في الحالة الغازية، وإذا كانت هذه القوى متوسطة تكون المادة في الحالة السائلة، أما إذا كانت القوى كبيرة جداً فتكون المادة في الحالة الصلبة.

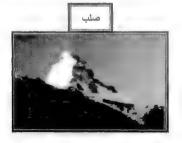
وتكون المسافة الفاصلة بين جزيء وآخر كبيرة في الحالة الغازية وتصغر في الحالة السائلة وتصبح هذه المسافة صغيرة جداً في الحالة الصلبة.

وهذالك نوعان من القوى مسؤولة عن تكوين الجزيئات وتجمعها، النوع الأول هو الذي يكون الجزيئات (جزيء الماء مثلاً) وهو آصرة (رابطة) كيميائية إما مشتركة وإما أيونية، أما النوع الثاني فهو القوى التي تجمع الجزيئات الولحد منها مع الآخر وهي على عدة أنواع.

وتعتمد الخواص الكيميائية والفيزيائية على هذين النوعين من الأواصر.





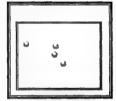


الحالة الصلبة

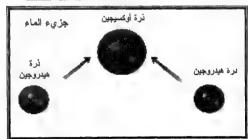


الحالة الغازية











البناء الذري للمادة

تاريخ الذرة:

حوالي العام ٤٠٠ ق. م افترض الفيلسوف اليوناني ديمقر اطس أن جميع المواد تتألف من دقائق غير قابلة لملانقسام تسمى الذرات.

واشتقت كلمة ذرة من كلمة اغريقية Atom وتعني غير قابل للانقسام، وقد تمكن العلماء حديثاً من شطر الذرة 1.

وفي أواخر القرن التاسع عشر وأوائل القرن العشرين قدم العلماء أكثر من تصور عن الذرة لتفسير المشاهدات الجديدة، إذ لم يكن للعلماء تصور واضح فيما يتعلق ببنية الذرة حتى بدايات القرن العشرين حيث كان يعتقد سابقاً بأن الذرة أصغر جزء في المادة غير قابل للانقسام، غير أن اكتشاف ظاهرة الإشعاع الطبيعي أثار تساؤلات كبيرة حول هذا التصور، كما لوحظ أيضاً بأن شحنات سالبة وأخرى موجبة تنبثق عن ذرات العناصر المشعة وهذا يعني أن الذرة تتكون من مزيج من الشحنات الموجبة والسالبة.

وضع العالم الإنكليزي جوزيف طومسون (مكتشف الإلكترون عام (١٨٩٧) نموذجاً للذرة عبارة عن كرة مصمتة ذات شحنات موجبة متجانسة تتخللها الإلكترونات سالبة الشحنة وإن الذرة متعادلة أي أن مجموع الشحنة السالبة مساوياً للشحنة الموجبة.





لكن نموذج الذرة هذا عجز عن الإجابة عن السؤال: "ما الذي يجعل الذرات مستقرة؟" حيث أن الإلكترونات في نموذج الذرة هذا لا تكون في حالة التزان كما عجز عن تفسير بعض الخصائص الكيميائية الذرة.

وفي عام ١٩١٠ قام العالم البريطاني إيرنست رذرفورد بتجربة مهنت الطريق لفهم بنية الذرة بشكل أفضل حيث قنف صفائح رقيقة جداً من فازات مختلفة مثل الذهب بجسيمات ألفا المنطلقة من مصدر مشع مثل الراديوم ثم كشف عن الجسيمات التي تخترق هذه الصفائح فوجد أن معظم هذه الجسيمات قد اخترقت الصفائح دون أن يحدث تغير على مسارها بينما انحرف جزء منها بزوايا متفاوتة، كان بعضها أكبر من ٩٠، كما الاحظ أيضاً أن بعض هذه الجسيمات قد ارتدت تماماً عن الصفائح الرقيقة.

أدت نتائج هذه التجربة إلى فيثل نموذج الذرة الذي وضعه طومسون لأن جسيمات ألفا هي عبارة عن نوى هليوم مشجونة بشحنة موجبة مقدارها يساوي مثلي شحنة البروتون ونتطلق من المصدر المشع بسرعة تبلغ نحو ٢ × ٢٠ ٢ م/ثا.

موسوعة الكيمياء الشاملة

وحسب نموذج طومسون لا يتوقع لمثل هذه الجسيمات أن تتحرف لمزوايا كثيرة، وقد استنتج رذرفورد من التجربة ما يأتي:

 إن معظم حجم الذرة عبارة عن فراغ بدليل اختراق معظم جسيمات ألفا للصفائح الرقيقة بدون أن يحدث انحراف في مساراتها.

۲- إن كتلة الذرة تتركز في حيز صغير جداً بدعى النواة بدليل ارتداد بعض الجسيمات ارتداداً تاماً.

⁷⁷ إن شحنة النواة موجبة بدليل انحراف بعض الجسيمات عن مسارها بزوايا مختلفة.



نموذج رذرفورد:

عام ۱۹۰۹ م اكتشف ارنست رذرفورد البروتون، وبعد ذلك بسنتين اكتشف النواة، وعلى الله ذلك قدم نمونجاً للذرة الفترض فيه أن الإكترونات تدور في فراغ كبير حول نواة صغيرة الحجم وتحتوى على بروتونات.

ويتلخص نموذج رذرفورد لبنية الذرة بما يأتي:

۱۰ تشغل الذرة حيزاً كروياً يبلغ نصف قطره نحو ۱ × ۱۰ ^{۱۰} (۱٫۰ نانومتر (نم)).

۲- تتكون الذرة من:

 أ- الشواة: وهي الجزء المركزي الذي تتركز فيه كتلة الذرة، يبلغ نصف قطرها نحو ١٠٠١ -١٥ هر (١ فيرمي) وهي موجبة الشحنة.

ب- الإلكترونات: وهي جسيمات صغيرة جداً ذات كتلة ضئيلة جداً يمكن
 إهمالها بالنسبة لكتلة النواة، وتدور هذه الإلكترونات حول النواة في



موسوعة الكيمياء الشاملة

مدارات تشبه مدارات الكواكب حول الشمس، وهي سالبة الشحنة وتكون مساوية لشحنة النواة مما يجعل الذرة متعادلة كهربائياً.

نموذج دالتون:

عام ١٨٠٥ م قدم العالم الاتكليزي جون دالتون نظريته الذرية والتي تضمنت بعض الالتراضات ومنها:

- تتكون المادة من دقلق صغيرة غير قابلة للانقسام تسمى الذرات.
 - أرات العنصر الواحد متشابهة.
- ذرات العناصر المختلفة تختلف عن بعضها في الكتلة.

تتحد الذرات مع بعضها لتكوين مركبات.

اكتشاف مكونات الذرة:

لقد توصل العلماء إلى معرفة مكونات الذرة وأماكن وجودها وتوزيعها بعد بحث علمي مطول وجهود علمية مضنية، فقد افترضوا بأن الذرة هي جسم قابل للتجزئة وتتكون من أجزاء متناهية في الصغر هي:

۱ - الإلكترون: رمزه العلمي (e):

مهدت بعض التجارب التي أجراها العلماء إلى اكتشاف الإلكترون منها:

أ- تجارب فارادي في التطليل الكهربائي:

اهتم العالم الإنكليزي مايكل فارادي بدراسة أثر النيار الكهربائي في محاليل المركبات الكيميائية ومصاهيرها، وقد توصل إلى أن إمرار تيار كهربائي فيها، فاستنتج بأن المواد

طبيعة كهربائية، أي أنها تحتوي على أجسام مشحونة، فالنحاس الموجود في مادة كلوريد النحاس قد تحول بتأثير الكهرباء إلى عنصر النحاس الذي تختلف صفاته عن صفات النحاس الموجود في المركبات، فالنحاس الموجود في محلول أو مصهور المركبات ينجنب نحو القطب السالب، أما عنصر النحاس الذي ينتج من إمرار التيار الكهربائي، فإنه لا ينجنب إلى أي قطب من الأقطاب.

ويمكن تمثيل أي تفاحل بالمعادلات الكيميائية، فالتفاعلات التي تحدث في تجربة فارادي يمكن تمثيلها كالآتي:

- نداس موجب الشعنة + تيار كهريائي ___ عنصر النداس (لا يحمل شعنة)
- (أيونات نحاس موجبة الشحنة)+ شحنات سالب → ذرات نحاس (لا تحمل شحنة)
 - كلور (يحمل شحنة سالبة) كهرياء -- عنصر الكلور (لا يحمل شحنة)
- (فيونات الكلوريد سالبة الشحنة) شحنات سالبة → جزيئات الكلور (لا تحمل شحنة)

إن كل تفاعل من التفاعلين أعلاه يحدث على واحد من الأقطاب الكهربائية المشحونة في تجربة فارادي، ويمكن جمع هذين التفاعلين في معادلة واحدة تمثل التفاعل الكامل:

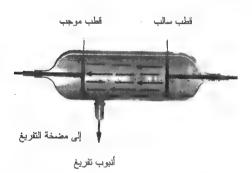
أيونات نحاس موجبة + أيونات كلوريد سالبة كهيا جزيئات الكلور + ذرات نحاس (ذرتان متصلتان).

وقد دلت التفاعلات أعلاه على وجود جسيم كهربائي يمكن أن يدخل إلى الأيون الموجب الشحنة ويجعله ذرة متعادلة، أو يمكن أن ينزع من الأيون السالب ويجعله ذرة متعادلة (أو جزيء)، وكذلك يمكن انتزاع هذا الجسيم الكهربائي من الذرة المتعادلة فتصبح ذرة موجبة الشحنة أو إضافته إليها فتصبح ذرة سالبة الشحنة.

ب- تجارب التفريغ الكهربائي:

من أجل التأكد من وجود الإلكترون في الذرة أجرى الفيزيائيون دراسات على سريان التيار الكهربائي في الغازات داخل ما يعرف بأنابيب التقريغ، أو أنابيب الأشعة المهيطية.

وهي عبارة عن أنابيب زجاجية مفرغة جزئياً من الهواء ومثبت في طرفيها من الداخل قطبان فازيان، وعندما يوصل هذان القطبان بمصدر لتيار كهربائي ذي فرق جهد عال، فإن التيار يسري خلال الغاز (أي يحدث تفريغ كهربائي)، ويرافق ذلك تولد أشعة سميت بأشعة المهيط.



وقد تابع العلماء دراسة هذه الأشعة الناشئة داخل الأنابيب المفرغة جزئياً من الهواء، فاستنتجوا بعد عدة تجارب أن هذه الأشعة تتميز بالخصائص التالية: أ- تسير بخطوط مستقيمة.

ب- تُحدث ظلاً للأجسام التي تسقط عليها.

ج- تُحرك دولاباً إذا وضع في طريقها.

د-تسخن قطعة فلزية موضوعة بين القطبين.

ه تنحرف عن مسارها إذا مرت في مجال كهربائي أو مجال مغناطيسي، ويدل اتجاه الانحراف على أنها مكونة من جسيمات كهربائية ذات شحنة سالية.

ومن خال هذه الاستناجات اقتتع العلماء بأن الإلكترونات هي إحدى مكونات الذرات، ومصدر هذه الإلكترونات هو مادة القطب السالب، فهي تتطلق من القطب السالب وتتجذب نحو القطب الموجب المقابل لها، وتؤثر في الأشياء التي تعترضها، وعندما تصطدم بالأشياء فإنها تسلك سلوك الجسيم المصطدمة به مسببة توهيج الغياز في الانبوب، وتحرك الدولاب، وتسخن القطعة الفلزية الموضدوعة في طريقها، بالإضافة إلى أنها تسلك سلوك الشعاع، حيث تحدث ظلالاً للأجسام الساقطة عليها.

وبعد أن تيقن العلماء من وجود الإلكترون في الذرة توجهت الدراسات إلى معرفة كتلة الإلكترون ومقدار شحنته، حتى توصل العالم البريطاني يُومبسون إلى معرفة نسبة شحنة الإلكترون إلى كتلته فوجد أنها تساوى:

-۱٬۷۳ منطق الإلكترون (-) إلى أن شحنة الإلكترون مسالبة. ثــم تمكن العالم الأمريكي ميليكان بعد ذلك من حساب شحنة الإلكترون ومقدارها ۱٫۳ × ۱۰ -۱۰ كولوم.

۲- البروتون: رمزه الطمي (p):

أدت معسرفة الشحنة السالبة للإلكترون إلى افتراض وجود جسيمات ذات شحنة موجبة تعادل شحنة الإلكترونات في الذرة المتعادلة، وقد دفع هذا الافراض البديهي العلماء اللبحث عن هذه الجسيمات ودراسة سلوكها ومقارنتها بالإلكترونات، وقاموا بتجارب عديدة منها:

أ- أشعة القتاة:

بدأ البحث عن الجسيمات الموجبة في الذرة باستخدام أنابيب تفريغ تشبه أنابيب التفريغ التي استعملت في الكشف عن الإلكترونات، ولكن أجريت عليها بعض التعديلات حيث يختلف أنبوب التفريغ المستعمل في الكشف عن الجسيم الموجب في كون قطبه السالب مكون من قرص يحتوي على نقوب صغيرة.



فعندما يسري التيار الكهربائي في الأنبوب فإن الإلكترونات ستتنقل من القطب السالب إلى القطب الموجب وتصطدم به، وسيتوهج الغاز نتيجة لهذا التصادم، ولكن في هذه الحالة لوحظ وجود حزم من الإشعاعات تمر عبر تقوب القطب السالب وتصطدم (خلفه) بجدار أنبوب التفريغ، مسببة توهجاً على زجاج الأنبوب في تلك المنطقة التي تكون مطلية بمادة (كبريتيد الخارصين) ذات القابلية على التوهج، وقد سميت هذه الإشعاعات بإشعاعات القناة، لأن مسارها بين تقوب القطب السالب وجدار أنبوب التفريغ يشبه القنوات، وقد فسر العلماء نشأة هذه الأشعة كالآتي:

عندما يسري التيار الكهربائي في أنبوب التفريغ تنطلق إلكترونات من القطب السالب فيصطدم بعضها بدقائق الغاز المتبقي في الأنبوب المفرغ جزئياً من الهواء، ونتيجة لهذا التصادم يفقد الغاز إلكترونات سالبة، فتصبح ذراته موجبة الشحنة وتتحرك نحو القطب السالب، ويواصل بعضها سيره عبر الثقوب ويصطدم بالمنطقة المطلبة مسببة ترهجها.

واستنتج من هذه التجارب أنه لا بد أن يكون في الذرة جسيمات موجبة الشحنة.

ب- مطياف الكتلة:

بعد أن تيقن العلماء من وجود الجسيمات الموجبة في الذرة توجهت الدراسات إلى معرفة كتلتها ومقدار شحنتها وصمموا تجارب لتحقيق ذلك، ثم طوروا جهازاً سمي مطياف الكتلة (كما في الشكل)، ويدرس هذا الجهاز كتل الأبونات موجبة الشحنة، ومن خلال الدراسات التي أجريت لقياس كتلة وشحنة الأجسام الموجبة التي تتولد من الغازات في أنبوب التفريغ توصل العلماء إلى عدة نتائج أبرزها:

- في جميع الحالات كانت قيمة المعتلة الصغر بكثير عما عرف عن الإلكترون.

قيمة الشحقة للأيونات الموجبة تختلف باختلاف نوع الغاز المستخدم في النعتلة للمستخدم في النعتلة وقد العلم النعتارات التقيلة قيمة أصغر، وهذا يدل على أن كثل الأيونات الموجبة مختلفة.

وبما أن الأيون الموجب في أنبوب التفريغ ناتج عن فقدان ذرات الغاز لإلكترونات سالبة الشحنة لذلك يكون مقدار شحنة الأيون الموجب مساوياً لمقدار شحنة الإلكترون أو أحد مضاعفاتها.

ونستنتج مما سبق أن كتلة الأيون الموجب هي أكبر بكثير من كتلة الإلكترون، وقد أظهرت الدراسات التي أجريت لقياس أكبر كتلة لأيون موجب في مطياف الكتلة أن أكبر قيمة الشحنة كانت لأيون الهيدروجين الموجب

الذي ينتج من فقدان ذرة الهيدروجين الكتروناً، ويبلغ مقدارها ٩,٧ × ١٠ ¹ كولوم/غم، كما وجد أن أيونات الغازات الإخرى تبلغ قدم كتلها أجد مضاعِفات كتلة أيون الهيدروجين وهو أصغر الأيونات كتلة، وقد سمي أيون الهيدروجين بروتون أي: المكون الأولمي، إذ أن جميع كتل الأيونات الأخرى تساوي أضعاف كتلة البروتون.

وعلى ضوء المعلومات الجديدة عن كتشاف مكونات الذرة سعى العلماء إلى وضع نموذج جديد للذرة غير النموذج الذي وضعه دالتون، فقدم العالم ثومبسون نموذجاً جديداً للذرة افترض فيه أن الذرة هي جسم صلب متجانس موجب الشحنة تنغرس فيه الإلكترونات السالبة.

ولكن هذا النموذج سرعان ما رفض عندما قدم العالم رذرفورد نموذجاً جديداً للذرة عرف بالذرة ذات اللواة.

ج تجارب رذرفورد والنشاط الإشعاعي:

لاحظ هنري بيكوريل أن الأفلام الفوتوغرافية المعظفة الموضوعة قريباً من أملاح اليورانيوم تتلف نتيجة لانطلاق إشعاعات من هذه الأملاح وأكتشف بعد عدة تجارب ظاهرة النشاط الإشعاعي لبعض المواد منها: مركبات اليورانيوم، حيث بينت هذه التجارب والدراسات أن هذه الأشعة على ثلاثة أنواع

The second of the second of the second ١٠.٢×، ١-٧٧ كغم قليلة دقائق مادية ألقا ين 4 + ۱۰,۹,۱۱ کغم عالية نقائق مادية بيتا β عالية جدأ أمواخ مىقن غاماة صقر كهرمقاطيسية

لقد أثارت ظاهرة النشاط الإشعاعي اهتمام العالم رذرفورد الذي استطاع بعد تجارب ودراسات عديدة أن يعزل أشعة ألقا من مجموع الإشعاعات الصادرة عن ذرات المركب المشع، واستخدمها في قنف رقاقة من الذهب، وكان يتوقع أن جسيمات ألفا ستمر من خلال الفراغات بين الذرات المتعادلة، وأن مسارها لن يتأثر وتبقى الجسيمات في مسارها المستقيم، ولكنه لاحظ أن معظم جسيمات ألفا تخترق رقاقة الذهب بسهولة، وبعضها يتشتت ولا يبقى في مساره، ويشمل التشتت ارتداد هذه الأشعة نحو المصدر.

ونتيجة هذه الملاحظة توصل رذرفورد إلى الافتراض التالى:

إن الذرة تحتوي على نواة صغيرة ذلك شحنة موجبة، وتتركز فيها معظم كتلة الذرة، وأن معظم حجم الذرة عبارة عن فراغ تتوزع فيه الإلكترونات حول النواة.

وعلى ضوء ذلك افترض رذرفورد أن الإلكترونات تتحرك في مدارات دائرية حول النواة وهذه الحركة ناتجة من قوة مركزية ناشئة عن قوة جذب النواة الموجبة لها.

وقد نجح نموذج الذرة ذلت النواة في تفسير الظواهر التي نشأت نتيجة تجارب رذرفورد ولكنه واجه اعتراضاً مبدئياً، إذ أن قوانين الفيزياء المقبولة وقتذاك تشير إلى أن الجسيم الذي يحمل شحنة ويتحرك في مسار دائري حول النواة كالإلكترون سيفقد طاقته باستمرار مما يؤدي إلى اقتراب مساره شيئاً فشيئاً من النواة وبالتالي ينغمس فيها، وهذا لا يحدث في الذرات.

۳- النيوترون: رمزه العلمي (n):

تم اكتشاف جسيم النيوترون في الذرة بشكل متأخر بسبب عدم حمله لأي شحنة وعدم تأثره بالمجال الكهربائي أو المجال المغناطيسي ومن التجارب التي ساهمت في اكتشافه هي:

أ- تجارب رذرفورد:

أجرى رذرفورد حسابات على تشنت أشعة جسيمات ألفا فلاحظ أن كتلة

النواة تكاد تكون ضعف كتلة البروتونات فيها، مما يدل على وجود مكونات أخرى للنواة بالإضافة إلى البروتونات، فقد بينت الدراسات أن نسبة حجم الذرة إلى حجم النواة بساوي ١٠ مرة، وأن كثافة النواة تقارب ١٠ أن غم/سم.

ب- تجارب في مجال النشاط الإشعاعي:

بعد أن اكتشفت ظاهرة النشاط الإشعاعي وعرفت جسيمات ألقا استخدمت هذه الجسيمات كقذائف وجهت نحو الذرات، فكان ينتج من ذلك تفاعل نووي يؤدي إلى ظهور إشعاعات، وكان من ببنها إشعاعات مختلفة عن تلك الإشعاعات الناتجة من مواد مشعة معروفة مثل مركبات اليورانيوم، وهذه الإشعاعات الجديدة لها قدرة على اختراق الأجسام تفوق قدرة دقائق ألفا وقدرة الإلكترونات، وهذا ما دفع العالم رذرفورد إلى اعتبارها أجساماً غير مشحونة، لأن الأجسام المشحونة يعاق مسيرها عند مرورها عبر الذرات التي تحتوي على الكترونات المشحونة بأما الأجسام غير المشحونة فإنها تمر دون إعاقة.

وبعد مرور ثلاثين عاماً من التجارب والدراسات استطاع العالم الإنكليزي شادويك اكتشاف النيوترون، حيث لاحظ مؤشراً واضحاً لوجوده فقام بإجراء تجارب مصممة لغرض إثبات وجود النيوترون، فقنف ذرات البريليوم بدقائق ألفا مما نتج عن ذلك صدور أشعة.

وبعد عدة دراسات تمكن من معرفة تأثيرها في مولد وضعت في طريقها، ومن ثم تحديد مسارها وطاقتها وكتلتها وشحنتها.

العدد الذري والعدد الكتلى:

لكل عنصر من العناصر المعروفة خصائص تعيزه عن العناصر الأخرى، وتعتمد هذه الخصائص على الذرات التي يتكون منها ذلك العنصر، وقد وجد أن عدد البروتونات في نواة ذرة عنصر تختلف عنه في نواة ذرة أي عنصر آخر، وسمى بالعدد الذري.

فإذا كانت الذرة في الحالة الطبيعية متعادلة فهذا يعني أن عدد الإكترونات في ذرة ذلك العنصر بساري عدد البروتونات فيها:

العدد الذري = عدد الإلكترونات (e) = عدد البروتونات (p)

عدد الإلكترونات	العدد الكتلي	العد الذري	
11	23	11	1
15	31	15	£
48	112	48	٦
82	206	82	٥
98	249	98	

وقد أطلق على مجموع البرونونات والنيونترونات في الذرة العدد الكتلي باعتبار أن البروتون أو النيونترون كتلته وحدة كتلة ذرية واحدة، أي أن:

عدده الكتلي	عدده الذري	رمڙه	اسم العثصر	
32	16	S	الكبريت	
127	53	I	اليود	
23	11	Na	الصوديوم	
120	50	قصدير Sn		
65	30	Zn	الخارصين	

ويكتب العدد الذري عادة لأي عنصر على يسار رمز العنصر للأسف، بينما يكتب العدد الكتلي على يسار رمز العنصر للأعلى، كما في رمز الأوكسجين $O_1^{r_i}$ ، فالعدد الذري للأوكسجين (Λ) بينما العدد الكتلي له (Λ 1).

Jen Jen Ander	757		ANT STATE OF THE	145	
CHI MAN	रावेर हा हुन्ही.	"Make and a	اللهوي و و د بالله	देशको का भी	
18	17	35 ₁₇ Cl	10	9	19 9F
28	24	52 ₂₄ Cr	22	18	40 ₁₈ Ar
12	12	24 . B/I or	120	80	200 ₈₀ II;

وتعود كتلة الذرة لكتلة البروتونات والنيونزونات الموجودة فيها لأن كتلة الإلكترون صغيرة جداً مقارنة بكتلة البروتون والنيوترون.

ويعبر عن كتل الجسيمات الموجودة في الذرة بوحدة الكتلة الذرية، وقد تم إيجادها تجريبياً وتساوي ٢٠٠١،٣٦ غم، وبما أن كتلة البروتون والنيوترون قريبة جداً من وحدة كتلة ذرية واحدة فقد تم تقريبها إلى واحد.

العلاقة بين e, n, p:

١ - من حيث الكتلة:

كتلة النيوترون (n) = كتلة البروتون (p) = ١٨٣٧ كتلة الإلكترون (e)

٧- من حيث الشحنة:

شحلة (n) متعادلة، شحنة (p) موجبة، شحنة (e) سالبة.

ملاحظة: عندما تكون الذرة متعادلة كهربائياً فإن:

عدد الشحنات الموجبة = عدد الشحنات السالبة، أي أن: عدد (p) = عدد (e) المدار ات الرئيسية (مستويات الطاقة) في الذرة:

تدور الإلكترونات حول النواة في مدارات تختلف أبعادها عن النواة، تعرف بالمدارات الرئيسية أو الأغلفة الإلكترونية، فلكل إلكترون طبقته أو مساره الرئيس، ونترقم هذه المدارات ابتداء من المدار الأقرب إلى النواة ويزداد بعد المدارات تباعاً فالمدار الثالث أبعد من الثاني وهكذا، ولكل مدار استيعاب معين لعدد من الإلكترونات. المدار الأول: ويرمز له بالحرف K، ويمتلئ بـــ (٢) الكترون. المدار الثاني: ويرمز له بالحرف L، ويمتلئ بـــ (٨) الكترون. المدار الثالث: ويرمز له بالحرف M، ويمتلئ بـــ (٨) أو (١٨) الكترون.

ملاحظات:

تكون ذرات العناصر على نوعين بالنسبة لعدد الإلكترونات في مدارها الخارجين

. ذرات ذات المدار الخارجي المعتلق
١ - درجة عالية من الاستقرار.
٧- قليلة الفعالية.
٣- مشبعة.

ويقصد بطاقة الذرات هي طاقة الوضع الناتجة عن قوى التجاذب وقوى النتافر الكهربائي بين مكونات الذرة، إذ أن الإلكترونات السائبة الشحنة تتجاذب مع النواة الموجبة الشحنة وتتنافر مع بعضها البعض، وتعتمد طاقة وضع الإلكترون وقوة النجاذب بين الإلكترون السائب والنواة الموجبة على البعد بين الإلكترون والنواة، فكلما ازدادت المسافة بينهما ضعفت قوة التجاذب وقلت القوة وتصبح طاقة الوضع أكبر، لذلك فإن طاقة وضع الإلكترون في المدار الأول (القريب من النواة) تكون أقل من طاقة وضع الإلكترون في المدار الأولى.

ويما أن هذه الطاقة يحددها بعد المدار الذي يوجد في الإلكترون عن النواة لذلك فإن كل مدار يمثل مستوى معيناً من الطاقة، أي أن المدار الأول يمثل المستوى الأول من الطاقة، وأي إلكترون يوجد فيه تكون طاقة وضعه مساوية للطاقة التي يمثلها هذا المستوى.

ويعتمد سلوك العناصر على طاقة وضع الإلكترونات في ذراتها، وترتبط هذه الطاقة بالمستويات التي توجد فيها الإلكترونات، ويطلق مصطلح مستوى الطاقة على المدار الذي يوجد فيه الإلكترون. وقد لتفق العلماء على وضع تمثيل رمزي الطريقة التي تترتب بها الإلكترونات حول النواة، حيث يتم رمم دائرة ترمز لنواة الذرة وفي داخلها عدد البرونونات والنيونرونات أو يكتفي بوضع رمز العنصر داخل الدائرة، وبما أن الإلكترونات تكون خارج النواة في مدارات فإن هذه المدارات ترسم على شكل دوائر متمركزة حول النواة، ويوضع عليها عدد الإلكترونات الموجودة في المدار على الدائرة أو (ع) لتمثل كل إلكترون.

أما بالنسبة للمدار الثالث فيمكنه استيعاب (١٨) الكترونا عدما يتوفر له العدد الكافي من الإلكترونات، ولذا قل العدد عن ذلك (بحيث كان أكثر من ٨ الكترونات) فيوضع في هذا المستوى ثمانية الكترونات ويوضع ما يزيد عن ذلك في المستوى الرابع.

الراتب الجزيئية:

تمكن الفيزيائيون من البرهان على وجود الجزيئات ونجحوا في عدها بعدة طرق، فقد وجدوا بأن كل ١ سم من الغاز مهما كان نوعه يحتوي في الشروط النظامية على $Y, Y \times 1^{9} 1$ جزيء.

أي أن وزن ١ سم ً من غاز معين في الشروط النظامية وإجراء قسمة بسيطة يكفي للحصول على كتلة جزيء من الغاز.

الكتلة الذرية وتعيينها:

الكتلة الذرية هي وحدة قياس معين، ولكنها عدد مرتبط بالعنصر وبالسلم المستعمل.

ويساعد عدد أفوكادرو يساعد على تعيين الكتلة الذرية بعد معرفة الكتلة المطلقة الذرة حيث أن الكتلة المطلقة الذرات صغيرة جداً ولا تمثل أي فائدة عملية باستعمالها في عالم الكيمياء، لذلك يستعمل بدلاً عنها أعداداً متناسبة معها أي أن الكتل المطلقة تضرب بثابت معطى، وتدعى الأعداد الناتجة بسلم الأعداد الذرية.

وأسهل طريقة لتبعها الكيمياتيون وفي مقدمتهم العالم دالتون الذي اعتبر ذرة الهيدروجين (أخف العناصر) كوحدة للقياس (القيمة ١) وعلى هذا الأساس نتج أن الوزن للأوكسجين يساوي ٢٥٨،٧٢ وهذا يعني أن ذرة الأوكسجين أتقل من ذرة الهيدروجين بــ ٢٥،٨٧٢ مرة.

الكتلة المطلقة = كتلة البروتونات + كتلة النيوترونات

الكتلة المطلقة للهيدروجين = ١,٦٧٢٤ × ١٠٠٠ (كتلة بروتون واحد فقط) الكتلة الذرية = الكتلة المطلقة × عدد أقو كادر و

1... الكتلة الذرية للهيد وجين = $3777.1 \times 7...$ $\times 7...$ $\times 7...$

ومن هذا المبدأ جاء تعيين الكتلة الذرية، ثم ازدادت الأمور تعقيداً عند اكتشاف النظائر التي برهنت على عد صحة نظرية دالتون القاتلة: بأن ذرات العنصر الواحد كلها متشابهة، فحتى عام ١٩٦١ كان يوجد سلمان لتعيين الكتل الذرية هما:

سلم الكتل الذرية الكيميانية:

وفيه يعتبر الأوكسجين الطبيعي كوحدة للقياس ولسند إليه الرقم ١٦، مع العلم أن الأوكسجين الطبيعي يحتوي على ثلاث نظائر:

¹⁶O, ¹⁷O, ¹⁸O

سلم الكتل الذرية الفيزياتية:

وفيه يعتبر الأوكسجين ^{16}O كوحدة للقياس وأسند إليه الرقم 17 كوحدة للقياس.

وأخيراً تم الاصطلاح على اعتبار الكربون ^{12}C كوحدة للقياس وحسبت الكتل الذرية للعناصر الأخرى حسب السلم الجديد (^{12}C) فالكتلة الذرية للأوكسجين أصبحت ^{10}C 1 بدلاً من ^{10}C 2 حسب السلم الكيميائي السابق.

الذرة الغرامية:

هي وزن من الجسم البسيط تصاوي قيمته إلى كثلته الذرية ويقدر بالغرام وبما أن الكثلة الذرية تتبع السلم المستعمل، فمن البديهي أن تتبعه أيضاً الذرة الغرامية.

الكتلة الجزيئية:

أن الكتلة الجزيئية لجسم ما بسيط أو مركب تساوي مجموع كتل الذرات الداخلة في تركيب الجزيء، فمثلاً أن الكتلة الجزيئية لــ HCl تساوي مجموع الكتل الذرية للكلور والهيدروجين.

الجزيء الغرامى:

هو وزن الكتلة الجزيئية مقدرة بالغرام.

قاعدة دولنغ وبتي:

إن حركة الذرة الوحيدة لجسم صلب (مثلاً معدن ما) تتألف من اهتزازات مرنة حول مركز معين في شبكة البلورة، يكون التجاه الاهتزازات نحو الاتجاهات الفراغية الثلاث.

فعندما نسخن حجم معين (درة غرامية) من الجسم الصلب درجة مئوية ولحدة نحتاج إلى كمية من الحرارة نسميها الحرارة الذرية، يعين ذلك قاعدة دولنغ وبتي التي تنص على: "أن الوزن الذري في الحرارة النوعية للعناصر الصلبة يساوي بالتقريب عدد ثابت (تا ٢٠٦٠)، ولا يتوقف هذا الثابت على طبيعة العنصر". ويسمى هذا العدد بالحرارة الذرية.

ويمكن من قاعدة دولفغ وبتي حساب الوزن الذري لعنصر ما، بفرض أن الحرارة الذوعية للحديد ١١١١، لذلك يكون الوزن الذري للحديد:

موسوعة الكيمياء الشاملة

الوزن الذري للحديد = <u>۲,۲</u> × ۲۰ الوزن الذري الحديد = ۲۰۵

تتطبق قاعدة دولنغ وبتي على العناصر التي لا نقل أوزانها الذرية عن ٣٥، ويبدي الكربون والبورون شذوذاً كبيراً عن هذه القاعدة، ويقل ذلك بارتفاع درجة الحرارة.



الأواصر الكيميائية وأشكال الجزيئات

لاذا ترتبط الذرات؟ - ؟

لا توجد الذرات مستقلة عن بعضها البعض سواء أكانت في العنصر أم في المركب ففي جميع المواد (ما عدا المعناصر النبيلة) تكون الذرات مرتبطة ببعضهاء ومن الأهمية بعلم الكيمياء معرفة ارتباط الذرات مع بعضها البعض لتكوين هذه التجمعات.

فقد ترتبط ذرتان لتكونا جسماً واحداً ذا بناءً خاص به يعرف بالجزيء (مثل جزيئة الهيدروجين)، وقد ترتبط مئات الألوف من الذرات لتكوين جزيئاً واحداً (مثل جزيئة البروتين)، وقد ترتبط جميع الذرات في قطعة من المادة فتشكل شبكة متصلة (كقطعة من فلز: نحاس، حديد، أو بلورة من ملح كملح الطعام).

وقد قادت حقيقة ارتباط معظم الذرات معاً سواء أكانت في العناصر أم في المركبات العلماء إلى البحث عن تفسيرات لهذه المشاهدات التي أثبتتها التجارب ووضع النظريات والفرضيات التي تفسر سبب ارتباط الذرات والدافع لذي يقودها إلى الترابط، ومن هذه الفرضيات:

١ - تجاذب الأجسام يخفض طاقتها:

توجد أنواع من القوى التي تجعل جسمين ينجذبان إلى بعضهما البعض مثل سقوط الأجسام نحو الأرض بتأثير قوة الجانبية الأرضية، وانجذاب الحديد نحو أقطاب المغناطيس بتأثير القوة المغناطيسية، وانجذاب قصاصات الورق نحو قضيب بلاستيك مدلوك بالصوف بفعل الجذب الكهرسكوني.

وهنالك قوة تجانب بين الإلكترونات والنواة تخضع لقانون كولوم للجنب

الكهربائي وينص هذا القانون على أن: "القوة المتبادلة بين شحنتين نقطيتين تتناسب طردياً مع حاصل ضربهما وعكسياً مع مربع المسافة بينهما".

القوة = ثابت × كمية الشحنة الأولى × كمية الشحنة الثانية مربع المسافة بين الشحنتين

فالقرة التي تعمل على بقاء الإلكترونات في الذرة هي قوة الجذب ببينها وبيسن النواة وبسبب هذه القوة فإن الذرة لن تقفد أياً من الكتروناتها إلا إذا تغلبت قوة خارجية على قوة الجنب هذه وانتزعت منها الإلكترون، ويتطلب انتزاع الإلكترونات ترويد المنزرة بطاقة علية، ويخفض التجانب من طاقة وضع الإلكترون مما يؤدي إلى حالة استقرار كما في الشكل (٢-٢).

٢ - تجاذب الأجسام يؤدي إلى ترابطها:

تمــنلك الــذرات المســنقلة طاقة معينة تعتمد على قوى التجانب وقوى التــنافر بين مكوناتها المشحونة (الإلكترونات والنواة) فالإلكترونات تتجانب مع النواة وتتنافر مع بعضها.

ولكن الذرات لا تكون مستقلة في العناصر أو المركبات بل تكون مجمعة وقريبة، وبَوْثر في بعضها، لذلك لا تعتمد طاقة أي ذرة على إلكتروناتها ونواتها فقط بل تعتمد كذلك على إلكترونات الواته الذرات المجاورة لها، فإذا اقتربت ذرتان من بعضهما وأدى تقاربهما إلى حدوث تنافر بينهما وازدادت طاقتهما فإنهما تقترقان لنتخلصا من الطاقة الزائدة، وإذا اقتربت ذرتان ونتج من اقترابهما نقص في الطاقة فإنهما ستحافظان على هذا الاقتراب، وتبقيان قريبئين من بعضهما فتكون الذرتان في هذه الحالة مرتبطتان ببعضهما ولن تنفصلا إلا إذا ردتا بطاقة تعوض النقص الذي حصل نتيجة ترابطهما، الشكل (٣-٢).

٣- الترابط والنشاط الكيميائي:

ان التفاعل الكيميائي بين ذرات العناصر يعني تكوين روابط (أواصر)

بينها، فتفاعل الصوديوم مع الكلور يعني ترابط ذراتهما ببعضها، واحتراق الكربون يؤدي إلى ترابط ذراته بذرات الأوكسجين.

فالنشاط الكيميائي لعنصر ما هو الدافع لدى ذراته لتكوين روابط، والإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الأخير هي المسؤولة عن تكوين الروابط بين الذرات.

ومن المعلوم أن الغازات النبيلة (الخاملة) ليس لها استعداد للترابط معاً فتبقى ذراتها منفصلة ومستقلة في العنصر، ويتبع ضعف النشاط هذا صعوبة في تكوين الروابط ما بين الذرات.

فتوزيع الإلكتروبات في ذرات هذه العناصر يظهر أن المستوى الرئيس الأخير للطاقة يكون ممثلناً بالإلكتروبات، ويؤدي التوزيع الإلكتروبي في ذرات الغازات النبيلة إلى استقرار هذه الغازات وبالتالي إلى خمولها الكيميائي وثباتها، ويرتبط هذا الثبات بالطاقة المنخفضة، حيث تسعى الذرات للوصول إلى وضع تكون فيه طاقتها أقل ما يمكن فتكون بذلك أكثر ثباتاً.

الآصرة الكيميائية:

هي قوى كيميائية تربط بين الذرات نتيجة ميل الذرات غير المشبعة لملئ مداراتها (أغلفتها) الإلكترونية وبلوغ نظام إلكتروني أكثر استقراراً مشابه للبناء الإلكتروني للعناصر النبيلة.

إن عملية تكوين آصرة كيميائية بين ذرتين تكون مصحوية دائماً بتحرر طاقة فمثلاً اتحاد الكربون بالأوكسجين وتكوين أحادي أوكسيد الكربون وثنائي أوكسيد الكربون حيث تتحرر طاقة، ويعبر عن هذه الطاقة عادة بالكيلو حريرة للجزيء الغرامي وهي الطاقة المتحررة عند تشكل عدد أفوكادرو **\"\"\"\" من الأواصر.



C+O2 → CO2+iih

شروط تكون الأواصر:

يعتمد نشوء أي نوع من الأواصر على:

١ – الترتيب الإلكتروني للذرات (موقعها في الجدول الدوري).

 ٢-علـــى قيمة كهروسلبيتها (أي على مدى استعدادها لقبول الإلكترونات أو المساهمة بها).

وقب أن نلقبي نظرة تفصيلية لكل نوع من الأواصر يجب أن نعرف طبول الأصرة: وهو البعد بين نواتي ذرتين مرتبطتين حيث تقاس بالانغستروم، والطاقبة المتحررة، أما الزاوية التي تنشأ بين للخطين المارين في نواتي ذرتين مرتبطتين فتسمى زاوية آصرتين.

أنواع الأواصر:

يمكن أن تتشكل الأواصر البسيطة والتي نميز ثلاثة أنواع منها:

١- الآصرة الأيونية.

٢- الآصرة التساهمية.

٣-الآصرة الفازية.

وبالإضافة إلى الأواصر أعلاه تتشكل روابط من الدرجة العالية والمسماة بالمعقدات.

١ - الآصرة الأيونية:

هي قوة جنب كهربائية تربط بين أيونين مختلفين في الشحنة. وتتكون الآصرة الأيونية بين الفلزات التي تفقد ذراتها الإلكترونات وتتحول إلى الأيونات الموجبة، وبين (اللاقلزات) التي تكتسب ذراتها الإلكترونات وتتحول إلى الأيونات السالبة، حيث يتجانب الأيون الموجب مع الأيون السالب بسبب اختلاف الشحنة الكهربائية التي يحملانها بقوة، وتدعى قوة التجانب بالآصرة الأيونية.

وتفقد ذرات العناصر الفلزية الإلكترونات للوصول إلى حالة الإشباع (حالــة الاســنقرار)، وكذلــك الحال بالنسبة إلى اكتساب ذرات العناصر الفلزية للإكــترونات هو أيضاً للوصول إلى حالة الإشباع والاستقرار عن طريق ملئ المــدارات الخارجــية بالإلكترونات وبلوغ الترتيب الإلكتروني المشبع للعناصر النبلة.

وتتمسئل الأصسرة الأيونية في المركبات الأيونية، ولكي نمثلها علينا أن نتعرف سلوك المادة الذي تتشكل من ترابط الذرات، إذ يوجد الكثير من المركبات التي توصل محاليلها المائية أو مصاهيرها التيار الكهربائي، ومثل هذا السلوك ان يستأتى إلا إذا أمكن تفكك المادة إلى دقائق مشحونة – أيونات موجبة وأيونات مسالبة – وهذه الأيونات ترتبط ببعضها البعض بالأصرة (أو الرابطة) الأيونية، والمركب الذي يتكون من تجمع أيونات موجبة مع أيونات سالبة يعرف بالمركب الأيونسي، ومسن الأمسئلة البارزة على هذا النوع من المركبات مركب كلوريد الصوديوم (NaCl) (ملح الطعام).

وتتشكل بلورة من ملح الطعام من تجمع عدد كبير جداً من أيونات الكلوريد السالبة ("Na") بلسبة أيون سالب الكلوريد السالبة ("Na") بلسبة أيون سالب إليين موجب، لاحظ الشكل (٢-٤) والصيغة NaCl كلوريد الصوديوم لا تمثل جزيئاً، بل تعبر عن نسبة الأيونات إلى بعضها البعض، وتتجاذب الأيونات في بلورة الملح (أيونات الصوديوم مع أيونات الكلوريد) بقوى كهربائية إذ تبقى الأيونات المختلفة في الشحنة بجوار بعضها بعضاً ولا تغادر مواقعها إلا إذا أشرت فيها قدوة أكبر من قوة الجذب بينها، فالملح الصلب لا يوصل التيار الكهربائسي لأن الأصرة الأيونية القوية بين أيوناته لا تسمح لها بالحركة، أما إذا صهر الملح أو أذيب في الماء، فإن الأيونات يصبح لديها طاقة عالية فتتمكن من التغلب على التجاذب بينها، فتتحرك عند مرور تيار كهربائي فيها شكل (٢-٤).

تكون الآصرة الأيونية:

عند تجاور أيونات موجبة وأبونات سالبة تتجانب مع بعضها بقرة تعمل على جعلها مجتمعة ومرتبة في بناء خاص بها، ففي مركب كلوريد الصوديوم مثلاً تنشأ آصرة أبونية بين أيون الكلوريد وأبون الصوديوم عندما يلقى الأبونان.

وفي الحالات التي تلنقي فيها أيونات موجبة مع أيونات سالبة ويحدث تعادل للشحنات فإن الأصرة بينها لا تعتبر آصرة أيونية، ومثال ذلك ما يحدث عند النقاء أيونات "H (من حامض) مع أيونات "OH" (من قاعدة) فتتكون جزيئات الماء.

H+OH → H-OH

وتكون الأواصر في هذه الحالة ليست أيونية لأن الآصرة الأيونية هي التي نكون بين الأيونات التي لا تخسر شحنتها.

مثال (١):

التآصر الأيوني لليثيوم والفلور، العدد الذري لليثيوم ٣ وللفلور ٩.

- تحتوي ذرة الليثيرم على إلكترون واحد في مداره الخارجي (حيث تفتد الــذرة إلكــترونها الخارجي وتتحول إلى أيون الليثيوم Li ^{+۱}) لتتشبع الذرة بمدار واحد يحتري إلكترونين.
- تحتوي ذرة السفاور على سبعة إلكترونات في مدارها الخارجي (حيث تكتسب إلكستروناً ولحداً من ذرة الليثيوم الفاقدة لإلكترونها الخارجي) ليصبح عدد الإلكترونات في مدارها الثاني (٨) أي تصل إلى حالة الإشباع والاستقرار.

مثال (٢):

التآصر الأيوني بين الليثيوم (٣) والأوكسجين (عدده الذري ٨).

تحتوي ذرة الأوكسجين على (٦) إلكترونات في مدارها الخارجي (الثانب) فهي تحتاج إلى إلكترونين فقط لامتلاء هذا المدار، حيث تحصل على هذب الإلكترونين من ذرتي ليثيوم (كل ذرة ليثيوم تفقد إلكترون واحد فقط) من مدارها الخارجي وبذلك تصل ذرة الأوكسجين إلى حالة الإشباع وتتحول إلى الأيون السالب O^{-2} وذرتي لليثيوم إلى الأيون الموجب O^{-1} لذر الأون الموجب O^{-1} أ.

لنقي الايونات ونناصر ؟

إذا وجدت أيونسات موجسبة وأخرى سالبة في مذيب كالماء مثلاً فإنها مستبقى منفصلة لا آصرة بينها، وعند إزالة المذيب بالتبخر مثلاً فإنها تتجمع وتتشأ بينها أواصر أيونية، وفي هذه الحالة تتكون الآصرة الأيونية بين جسيمات (هي موجودة أصلاً) على شكل أيونات تمكنت من التجمع بعد أن زالت جزيئات المذيب التي كانت تحجزها عن بعضها.

أمسا المسواد الأيونسية القليلة الذائبية فإن المذيب يعجز عن إبعاد جميع أبوناتها عن بعضبها بعضاً، فإذا أدخلت أبوناتها في وعاء واحد فإنها ستقصل عن المذيب وتتجمع على شكل بلورات صلبة ذات أواصر أيونية، ومن الأمثلة على هذه المركبات (كربونات الكالسيوم) فعند إضافة محلول كلوريد الكالسيوم إلى محلول كربونات الصوديوم يترسب معظم المركب الأيوني كربونات الكالسيوم.

$$2\text{NaCl}^{-2} + \text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{Ca}^{+2}\text{CO}$$

إن مـــا يلزم لتكوين الأواصر الأيونية بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة التي تكون متوافرة هو التقاؤها ببعضها وعدم انفصالها.

وتتكون الأولصر الأيونية بين عناصر يكون لديها ميل لفقدان الإلكترونات وتكوين أيونات موجبة، مثل عناصر المجموعتين الأولى والثانية من الجدول الدوري وأخرى الديها ميل الاكتسابها وتكوين أيونات سالبة مثل عناصر المجموعتين السائسة والسابعة، ومن المركبات الأيونية المهمة تلك الأكاسيد التي تنتج من الفاعناصد فازية نشيطة مثل: Na, Mg, Al, K مع الأوكسجين حيث يكون الأوكسجين فيها سالب الشحنة والفلز موجب الشحنة، وكذلك مركبات الهاليدات الناجة من نفاعل الفلزات النشيطة مع الهالوجينات (فلور، كلور، بروم، بود).

ويعستمد المسيل إلسى اكتمساب الإلكسترونات أو خسارتها على توزيع الإلكترونات في الذرات وتحديداً إلى عدد إلكترونات مستوى الطاقة الأخير، وبعد ذلك المستوى عن اللواة.

وبشكل عام يمكننا التنبؤ بميل الذرات إلى اكتساب أو فقدان الكترونات من القواعد الآتية:

- ا- كلما ازداد بُعد إلكترونات مستوى الطاقة الأخير عن النواة ازداد ميل الذرة إلى فقدان إلكتروناتها والتحول إلى أيونات موجبة، فعيل البوتاسيوم لفقدان إلكترون (رقم مستوى الطاقة الأخير: ٤) أكبر من ميل الصوديوم (رقم مستوى الطاقة الأخير: ٣).
- ٧- تمــيل الذرة إلى فقدان إلكترون وحتى ثلاثة إلكنرونات إن أدى ذلك إلى توزيـــع إلكترونات إن أدى ذلك إلى توزيـــع إلكتروني يشبه التوزيع في الغاز النبيل، فالصوديوم يفقد إلكترونات ليصبح توزيع الإلكترونات في أيوناتها الموجــبة كما في ذرة النيون، ويقل الميل لفقدان الإلكترونات بزيادة عدد الكترونات الأخير.
- ٣- تمسيل الذرة إلى اكتساب إلكترون إلى ثلاثة إلكترونات أن أدى ذلك إلى توزيع يشبه الستوزيع الموجسود في الغاز النبيل، فذرة الغلور تكتسب إلكتروناً واحداً، وذرة الأوكمجين تكتسب إلكترونين وذرة النيتروجين تكتسب ثلاثة إلكترونات، وبذلك يصبح توزيع الإلكترونات في أيوناتها

موسوعة الكيمياء الشاملة

الســـالبة مشـــابهاً لقوزيعها في ذرة النيون أيضاً. ويزداد الميل لاكتساب الإلكترونات بزيادة عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الأخير.

٤- يعــتمد ميل الذرة إلى اكتساب الإلكترونات أو فقدانها (لتكوين الأيونات) على موقعها في الجدول الدوري، والجدول التالي يمثل مقارنة بين بعض العناصر في الجدول الدوري من حيث قابليتها الاكتساب الإلكترونات وفقدانها وتكوين أواصر أيونية:

JA	MA	MIX	· / 学校教士 / /	VA.	LAN.	VALA.	1.41.0
Li			عناصر تتفاعل	N	0	F	غازات نبيلة لا
Na	Mg	Al		P	S	Cl	
K	Ca		واكتها لاتعول		Se	Br	تميل إلى التفاعل
Rb	Sr		إلى الاكتساب أو		Те	I	إلا تحت ظروف
Cs	Ba		الفقدان				صعبة

لا تستكون الآصرة الأيونية إلا إذا كانست إحدى الذرتين المرشحتين
 للارتباط لها قابلية الفقدان و الأخرى لها قابلية للاكتساب.

فمــثلاً: إذا تفــاعل الفلور مع الليثيوم تكونت بينهما آصرة أيونية، أما إذا تفاعل الفلور مع الكربون فلن تتكون بينهما آصرة أيونية.

كيف تمثل تكوَّن الأيونات؟

تتشــاً الآصرة الأيونية من تجانب الأيونات الموجبة والأيونات السالبة، وتمثل كيفية تكون هذه الأيونات كما في الشكل التالى: (٢-٦) والذي يمثل كيفية تكوّن أيونات الفلوريد وأيونات الليثيوم عند الققاء ذراتهما.

ويــدل هــذا التمثيل على أن ذرة الليثيوم قد فقدت الكتروناً من مستوى طاقتها الأخير وبقي فيها الكترونان يمائن مستوى الطاقة الأول، فيصبح التوزيع الإلكتروني لأيون الليثيوم كما في ذرة عنصر الهليوم النبيل، وأن ذرة الفلور قد اكتسبت الكتروناً دخل إلى مستوى الطاقة الأخير فيها فيصبح التوزيع الإلكترونى لأيون الفلوريد كما في ذرة عنصر النيون النبيل، وبذلك يتجاذب الأيونان وتتشأ بينهما آصرة أيونية.

ويؤكد التمثيل بالرسم أن الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الأخير هي التي تقرر سلوك الذرات، إذ أن الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الداخلية لا تتأثر، لذلك يكتفى برسوم تبين الكترونات المستوى الأخير فقط وهي الإلكترونات التي تقرر ذرية العنصر.

وتسمى طريقة التمثيل هذه برموز لويس، إذ يشار إلى الإلكترون في مستوى الطاقة الأخير بنقطة توضع على رمز العنصر، فذرة الهيدوجين تمثل ب $\overset{\circ}{H}$ ويدل عدد النقاط على رقم المجموعة في الجدول الدوري.

وهذه الرسوم لا تدل على الأشكال التي تترتب فيها الذرات والأيونات في المواد المتفاعلة والناتجة بل تشير إلى ما نفترضه عن كيفية تكون الأيونات من المدرات، ففلوريد الليثيوم (LiF) تتخذ بلوراته شكلاً هندسياً تكون فيه أيونات الفلوريد محاطة بأيونات الليثيوم محاطة بأيونات الليثيوم محاطة بأيونات الليثيوم من على حين يتكون الفلور من جزيئات (F2)، ونترابط ذرات الليثيوم في قطعة منه على شكل شبكة تجمع كل الذرات الموجودة في القطعة، لاحظ الشكل (٧-٨).

وبشكل عمام فسان العناصر الموجودة في الجهة اليسرى من الجدول الدوري (أي المجموعات الأولى، الثانية والثالثة) ذات جهد ناين منخفض.

٢-الآصرة التساهمية (المشتركة):

تنشـــاً الأصرة الأيونية بين الفلزات واللافلزات ولكن هل يمكن أن ينشأ ارتباط بين اللافلزات فقط ؟.

أن الهـــيدروكربونات تتكون من اللافلزات، حيث تميل ذرات الكربون والهيدروجين لكسب الإلكترونات، ولكن كيف يتم الارتباط بين ذرات الكربون

موسوعة الكيمياء الشاملة

والهيدروجين في الهيدروكربونات ؟

وكيف يمكن أن تكسب كلا الذرتين الكترونات لتصبح مداراتها الأخيرة مكتملة بالإلكترونات ؟

إن كــــلا الذرتيـــن يمكـــن أن تكســـبا الكنترونات عن طريق المشاركة بالإلكـــترونات، ويتم ذلك بأن تتداخل مداراتها وتشارك ببعض الكتروناتها المي أن تصبح مداراتها مكتملة بالإلكترونات.

تتشا الأصرة التساهمية عن طريق تشارك ذرتين من اللافلزات بالإلكترونات، وتتكرن بين ذرات العناصد ذات الكهروسلبية العالية نسبيا (اللافلزات) أو التي تتساوى كهروسلبيتها أو تختلف اختلافاً قليلاً، ويكون الفرق في الكهروسلبية بين الذرتين المشتركتين صفر (أو أقل من ٠٠٤).

ولنلقسي نظرة على أبسط الهيدروكربونات وهو الميثان. فصيغة الميثان كما نعلم هي CH₄.

ذرة هيدروجين



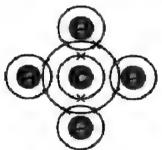
تحستوي ذرة الهيدروجين على الكترون واحد، يمتلئ المدار الأخير لسذرة الهيدروجيس إذا اكتسسبت الكسترون. (حيث أن المدار الأول يتسع الإلكترونين فقط).





تحتوي ذرة الكربون على (٤) الكترونات في مدارها الأخير، فهي بذلك تسيل لكسب (٤) الكترونات لإكمال مدارها الأخير. (حيث أن المدار الثاني يتسع لــ (٨) الكترونات).

يستداخل مدار ذرة كربون ولحدة مع مدارات (٤) ذرات هيدروجين على النحو القالي:

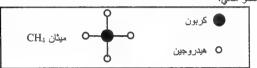


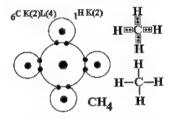
نصب عدد الإلكترونات في المدار الأخير لكل من الكربون والهيدروجين بعد حدوث التداخل نجد أن مداراتها أصبحت مكتملة



بالإلك ترونات ونلاحظ أن المدار الأخير في ذرة الكربون يحقوي على (^) إكـترونات كما نلاحظ أن المدار الأخير في كل ذرة هيدروجين تحقوي على إلكترونين، وبهذا الترتيب تكون ذرات الكربون والهيدروجين أكثر استقراراً.

ويمكن توضيح الأواصر التساهيمة الأحادية المتشكلة في الميثان على النحو التالير:





فالآصسرة التساهمية هي قوة ربط تنشأ بين ذرتين نتيجة مشاركتهما بزوج إلكتروني واحد أو أكثر، أي أن الآصرة التساهمية تنتج عن إشراك زوج من الإلكترونات بين ذرتت بين ذرت كل منهما تماهم بإلكترون واحد، وتتكون بين ذرات عناصر من نفس النوع مثلاً بين ذرتي (H-H)، (Cl-Cl)، (H-H) و بخط مستقيم H-H أو بخط مستقيم H

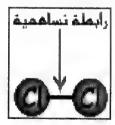
فعند توصيل محلول مركب أو مصهوره للتيار الكهربائي فذلك يدل على وجوده بشكل أبونات ترتبط ببعضها بآصرة أيونية، وعليه يمكننا أن نفترض عدم وجود أيونات في المركبات الكثيرة التي لا توصل التيار الكهربائي، فالترصيل الكهربائسي هـو سلوك مناسب الكشف عن الأصرة الأيونية في المركبات.

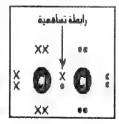
ويمكن أن تكون الآصرة التساهمية بين ذرتين من نفس نوع العنصر اللافلزي لتكوين جزيئة العنصر أي بين ذرتي H. O, N, Cl. F, Br, I، كما يمكن أن يكون بين الدرتين المتآصرتين أكثر من آصرة تساهمية واحدة (مزدوجة أو ثلاثية) وهذا يعتمد على الترتيب الإلكتروني الخارجي.

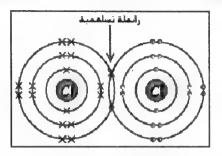
الأصدة التساهمية بدن:

H:H أو H-H ← → H + 0H + 0H الفرق في الكهروسلبية: ۲,۲ ۲,۲ = صفر

ومن الأمثلة الأخرى على الآصرة التساهمية، تلك التي تنشأ بين ذرتي الكلور في جزيء Cl₂، حيث أن غاز الكلور لا يوجد على شكل ذرات مستقلة. نعلم بأن المدار الأخير في ذرة الكلور يحتوي على (٧) إلكترونات، وهي بذلك تحتاج لإلكترون واحد لإكمال مدارها وإشباعه بالإلكترونات. انظر إلى المخطط الآتي والذي يبين جزيء الكلور Cl₂.

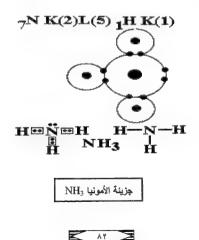


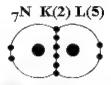




نحسب عدد الإلكترونات في المدار الأخير في كل ذرة كلور، نجد أن كل ذرة تحتوي على (^) إلكترونات في مدارها الأخير، وبذلك تكون كل ذرة قد أشبعت بالإلكترونات.

امثلة:





$:N \stackrel{\square}{=} N: N = N \qquad N_2$

جزيئة ثنائي الآزوت N₂

وتسمى المركبات التي لا توصل محاليلها أو مصاهيرها النيار الكهربائي المركبات الجزيئية إذ تتآصر في كل مركب أنواع معينة من الذرات وبأعداد محددة لتكون جزيئاً، والجزيء هو الوحدة الأساسية التي تقرر صفات المركبات الجزيئية وسلوكها.

أ- المركبات الجزيئية:

هسناك الكشير مسن المركبات الجزيئية كالماء وثاني أوكسيد الكربون، والسكر وتمثل جزيئاتها بصيغ جزيئية مثل H_2O للماء، و $C_{12}H_{22}O_{11}$ لسكر المائدة، ويمكننا من صيغة الماء H_2O معرفة أن ذرة من الأوكسجين قد ارتبطت بذرتيسن مسن الهيدروجين في بناء محدد نسميه جزيئاً، ويتميز هذا الجزيء عن جزيء أي مادة أخرى.

وتترتب جزيئات الماء في الحالة الصلبة (الجليد) بشكل بلورات ذات شكل محدد يكون فيها جزيء الماء هو وحدة البناء، وتتجمع جزيئات الماء في الحالة السائلة في شكل غير محدد، وتتحرك في أنحاء السائل ولكنها تبقى جزيئات. وتـــتحرك الجزيئات في الحالة الغازية (بخار الماء) مبتعدة عن بعضها البعض في فراغ واسع ولكنها تبقى أيضاً جزيئات.

ب- الأواصر في جزيئات العناصر:

إن كل أيون في المركبات الأيونية (سواء تشكل نتيجة اكتساب أو فقدان إلكسترونات) يصبح عدد الإلكترونات في مستوى طاقته الأخير كما في الغاز النبيل في الغالب، مما يدل على ثبات الأيون واستقراره، ويستقل كل أيون بإلكتروناته، فهي تنتمي إليه جميعها وتتجانب مع نواته.

وتكوين الأبونات هذا غير متاح لجميع العناصر فقد يصعب على بعض ذرات العناصير أن تققد أو تكتسب إلكترونات في المستوى الأخير لتصل إلى وضع يشبه ذرات عنصر نبيل، فمثلاً ذرة الكربون توجد في مستوى طاقتها الأخير أربعة إلكترونات يصعب فقدها جميعها لتصل الذرة إلى توزيع يشبه توزيع عنصر نبيل، وكذلك يصعب عليها أن تكتسب أربعة إلكترونات أخرى ليصبح عدد الإلكترونات في المستوى الأخير ثمانية، لذلك لا نتوقع أن يرتبط الكربون مع ذرات عناصر أخرى بآصرة أبونية.

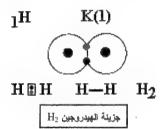
ولكي تصل الذرات إلى حالة الاستقرار دون فقدان أو اكتساب إلكترونات فإن الذرات تتشارك في إلكترونات المستوى الأخير.

ويحسب السزوج الإلكترونسي مرة للذرة الأولى ومرة للذرة الثانية أي ضمن عدد الإلكترونات الخارجية لكل نرة مشتركة.

مثال (١):

التآصر التساهمي بين ذرتي هيدروجين (عدده الذري = ١).

عدد e - 1 حيث تحتوي كل ذرة هيدروجين في مدارها الخارجي على الكسترون واحد فتتحد الذرتان باشتراكهما بالإلكترونين مكونتين آصرة تساهمية، فتصبح كل ذرة محتوية في مدارها الخارجي على إلكترونين (أي ممتلئ) ليكون أكثر استقراراً فتتكون بذلك جزيئة هيدروجين.



ملاحظة:

إذا كان المدار الخارجي للذرة الثاني أو الثالث واحتوى على:

ج- عند وجود ٤ إلكترونات في المدار الثاني أو الثالث فإن الذرة لا تفقد و لا
 تكتسب إلكترونات، بل تشارك في تكوين آصرة تساهمية.

١ - الآصرة المشتركة الأحادية:

يكون عنصر الهيدروجين موجوداً على شكل جزيئات ويتألف كل منها من ذرتين، وتحتوي ذرة الهيدروجين على الكترون واحد في المستوى الأخير الطاقة الوحيد، ولكي تستقر هذه الذرة ويمتلئ مستوى طاقتها كذرة العنصر النبيل الهيليوم فإنها تحتاج إلى الكترون، ولن يتيمتر لها هذا من ذرة هيدروجين مجاورة لأن الذرة الأخرى لا تستغني عن الكترونها، لذلك ينجنب المكترون كل منهما إلى نواة الأخرى عند القتراب الذرتين من بعضهما، وبهذا ستشترك نواتا الذرتين في جنب الإلكترونيس في وقت ولحد، وكل نواة تجنب الإلكترونين بقوة أكبر من حنبها المكترونين وحد.

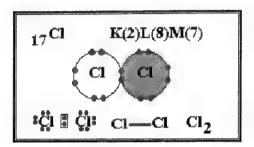
وبهذه الطمريقة تكون كل ذرة قد شاركت إلكترون الذرة الأخرى والمستلأ مستوى طاقستها الأخير بإلكترونين وأصبحت كذرة الغاز اللبيل الهليوم.

وهذا التجاذب بين الإلكترونين وكلتا النواتين الذي أدى إلى الخفاض الطاقــة لا يــتحقق إلا إذا بقيـت الذرتــان قريبتين من بعضهما أي بقيتا محتمعتن.

وهــذا الـــتقارب يعني التآصر، فالآصرة التي تتشأ من اشتراك نواني ذرتين في جنب الكترونين هي الأصرة المشتركة.

ويمكن تطبيق مما عرف ناه عن تكون الأصرة المشتركة بين ذرتي هيدروجين لتوضيح الأصرة بين أي ذرتين، ومثال ذلك الآصرة بين ذرتي كلور في جزيء الكاور (Cl2) والتي يمكن تمثيلها بناء على رموز لويس.

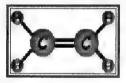
ف نعرف أولاً عدد إلك ترونات مستوى الطاقة الأخير في ذرة الكلور ونستخدم لذلك رمز لويس وهو للكلور (CI)، ثم نحدد عدد الإلكترونات التي تحتاج إليها ذرة الكلور للوصول إلى الاستقرار وهو هنا (واحد)، وللحصول عليه تتشارك مسع ذرة كلور أخرى فتقدم كل منهما إلكترونا ويدخل الإلكترونان في الحساب لكلتا الذرتين فتتشكل بين الذرتين آصرة مشتركة واحدة:



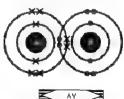
جزيئة ثنائي الكلور Cl₂

الروابط المشتركة الثنائية والثلاثية:

ترتبط ذرتي الكربون في جزيء الإيثين C_2H_4 بآصرة ثنائية.



يحتوي جزيء الإيثين على آصرة تساهمية ثنائية بين نرتي الكربون.
والأوكسجين من الجزيئات الأخرى التي تعتوي على آصرة ثنائية، انظر
إلى المخطط التالي:



موسوعة الكيمياء الشاملة

يعتــبر كــل زوج مـــن الإلكترونات في منطقة التداخل آصرة تساهمية أحادية.

يوجد عنصر الأوكسجين على شكل جزيئات (O2) ولمعرفة طبيعة السرابط بين ذرتي جزيء الأوكسجين، نبدأ أولاً بمعرفة التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الأخير في ذرة الأوكسجين.

وهـذا الـتوزيع يبيـن أن ذرة الأوكسجين بحاجة إلى إلكترونين ليمتلئ مستوى طاقتها الأخير وتصل إلى وضع الثبات والاستقرار ويمكن أن يتحقق لها ذلـك عندما تشترك ذرة أخرى بإلكترونين فيتكون بينهما تأصر يعرف بالأصرة الثنائية.

ولهذا تسمى الأصرة بين ذرتي الأوكسجين بالأصرة الثنائية.

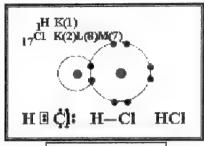
ج- الأواصر في المركبات الجزيئية:

استعرضنا سابقاً كيفية تشكل الأواصر المشتركة بين الذرات في العنصر الواحد، أي أن الذرتين المرتبطنين هما من العنصر نفسه ولهما نفس التركيب الذري، ونفس التوزيع الإلكتروني، ولكن معظم المواد المكونة من جزيئات هي مركبات ترتبط فيها ذرات من عناصر مختلفة، وتمثل الأواصر بين هذه الذرات في جزيئات المركبات.

أمثلة:

الرابطة بين الهيدروجين والكلور:

ويوضـــح الرسم التالي الأصرة بين ذرة كلور وذرة هيدروجين وهو لا يُعــبّر عن النفاعل الحقيقي بين عنصر الكلور(Cl₂) وعنصر الهيدروجين (H₂) حيــث إن النمثيلات التي وردت لتوضيح الأصرة الكيميائية ليس معادلة كيميائية تبين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة، بل هو فقط تمثيل للأصرة المشتركة وكيفية نكونها.

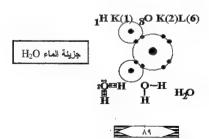


الرابطة بين الهيدروجين والأوكسجين في جزيء H2O:

يبين رمز لويس لذرة الأوكسجين إمكانية مشاركتها بالكترونين أي تكوين آصرتين مشتركتين مع ذرتي الهيدروجين ويمكن تمثيل ذلك على النحو الآتي:

جزيئة كلوريد الهيدروجين HCl

 $H + O + H \longrightarrow H O H$



الآصرة بين الكربون والأوكسجين في جزيء CO2:

بالسرغم من أن ذرة الأوكسجين تميل إلى اكتساب إلكترونين إلا أن ذرة الكربون هنا ليس لها قابلية لفقدان إلكترونات ولا لاكتسابها اذلك تتشارك الذرتان بالإلكترونات.

نلاحظ في الأمثلة السابقة أن عدد أزواج الإلكترونات التي تشترك فيها
ذرة مسا يسساوي عدد الإلكترونات التي نلزم تلك الذرة ليصبح مستوى طاقتها
الأخير ممثلةاً، فذرة الهيدروجين تشارك بإلكترون واحد لأنها بحاجة إلى إلكترون أيضاً
واحد ليمتلسئ مستوى طاقتها الأخير اذلك تشارك بإلكترون واحد أي ترتبط برابطة
المعتلسئ مستوى طاقتها الأخير لذلك تشارك بإلكترون واحد أي ترتبط برابطة
الحادية، ولنفس السبب تشارك ذرة الأوكسجين بإلكترونين وذرة الكربون بأربعة
إلكترونات وذرة النيتروجين بثلاثة إلكترونات.

أن أغلب السذرات تتشمارك بالكترونات للوصول (نتيجة الترابط) إلى ثمانية الكترونات في مستوى الطاقة الأخير في الذرة.

وتسمى هذه القاعدة بقاعدة الثمانية وتنطبق على كثير من الأمثلة الشائعة ولكنها لا تنطبق على على على عليها قاعدة ولكنها تتجاوزها في جزيء SF_6 (اثنا عشر إلكتروناً)، الثمانية في جزيء SF_6 (اثنا عشر إلكتروناً)، وكذلك يتقق الفسفور مع القاعدة في جزيء PCI_3 ويتجاوزها في PCI_5 (عشر إلكترونات)، كما أن ذرة البريليوم في جزيء PCI_2 يكون في مستواها الأخير PCI_3 إلكترونات.

٣ - الآصرة التساهمية المستقطبة:

هـــي آصـــرة تســـاهمية غــير نقية حيث تمثلك نسبة معينة من الصفة التســـاهمية ونســـبة معيــنة مــن الصفة الأيونية وتتشأ عندما يكون الفرق في الكمروسلبية للذرات كبير نسبياً ما بين (٤٠. ٢) حيث يكون الزوج الإلكتروني



المكسون للأصرة منجذباً نسبياً إلى الذرة ذات الكهروسلبية الأعلى فتتولد شحنة جزئـــية سالبة 8 ، وأبعد نسبياً عن الذرة ذات الكهروسلبية الأوطأ فتتولد عليها شحنة جزئية موجبة * 8، وتمثل الأصرة أيضاً بخط مستقيم.

وبصورة عامة تكون الأصرة التساهمية مستقطبة (بين اللافلزات) فقط أو O,N,CI,F,Br,I وأي عنصر لا فلزي آخر مثل! O,N,CI,F,Br,I ويسمى المركب الناتج مركب قطبي (مستقطب) وهو مركب متعادل كهربائياً أي مجموع الشحنات المعالم.

٣- الآصرة التساهمية التناسقية (التعاضدية):

تنشأ الأصرة المشتركة بين ذرتين من تشارك عدد متساو من الإلكترونات من كلتا الذرتين، وفي بعض الحالات، تشارك إحدى الذرتين بزوج من الإلكترونات مع الذرة الأخرى التي لا تشارك بشيء.

ويطلق على هذه الأصرة المشتركة (الأصرة التناسقية) ولا تختلف الأصرة التناسقية في خصائصها عن أي آصرة مشتركة من النوع نفسه، وشروط تكونها بين ذرتين هي:

- تمتلك إحدى الذرتين زوجاً حراً من الإلكترونات قابل للمشاركة وتسمى
 هذه الذرة بالذرة الواهبة.
- تحــتوي السنرة الأخــرى علـــى أوربيتال فارغ في غلافها الخارجي يستوعب الزوج الإلكتروني القادم من الذرة الأخرى، وتسمى هذه الذرة بالذرة الكاسبة.

حيث توضع $^{+}\delta$ على الدنرة الواهمية وإشمارة δ^{-} على الذرة المكتمية.

البناء التساهمي الشبكي العملاق:

ترتسبط ملايين الذرات من الكريون مع نفسها بأواصر تساهمية لتكوين شكاين مختلفين للكربون، أحدهما يُسمى الماس والآخر الغرافيت.

١ - الماس:

يتكون الماس من الكربون فقط، ولمعرفة عدد الأواصر التساهمية التي يمكن أن تكونها ذرة الكربون ننظر إلى الشكل التالي:



البناء الضخم للماس

كل ذرة كربون يمكنها الارتباط بأربع ذرات كربون أخرى مجاورة في بناء الماس الضخم.

ويعتبر الماس أقسى مادة على وجه الأرض، ولهذا يستخدم الماس في آلات الحفر، كما أنه يمثلك درجة انصهار عالية.

٢-الرمل:

يعتبر الرمل من المواد الأخرى التي لها بناء تساهمي شبكي عملاق. والاسم الكيميائي للرمل هو ثاني أكسيد السيليكون (SiO₂)، وينصمهر

موسوعة الكيمياء الشاملة

إذا رفعت درجة حرارته إلى أكثر من ١٥٠٠ درجة مئوية. وتمتاز المواد التي لها بناء تساهمية شبكي عملاق بأنها:

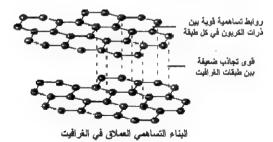
- غير ذائبة في الماء: لأن نقائقها غير مشحونة كما في المواد الأبونية، لذلك لا تتجنب إليها جزيئات الماء.
- غسير موصلة للتيار الكهربائي في جميع حالاتها الفيزيائية: لأنها لا
 تحتوي على إلكترونات أو أيونات حرة تحمل شحنة كهربائية
 (الغرافيت مستثنى من ذلك).

٣-الغرافيت:

الغرافيت هـ و شكل آخر للكربون، فالغرافيت والكربون هما شكلين تآصــليين للكربون، والأشكال التآصلية هي الأشكال المختلفة للعنصر الواحد، وللغرافيت بـناء تسـاهمي شـبكي عملاق كما في الماس، وتختلف بعض خصائص الغرافيت عن الماس والرمل.

يحتوي قلم الرصاص على غرافيت، وعندما نكتب بالقلم فإنه يخلّف على الورقة بعض نرات الكربون.

لننظر إلى الشكل التالي:

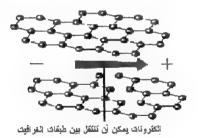


نلاحظ ذرات الكربون المرتبطة بكل ذرة كربون برابطة تساهمية قوية، فالإلكترون الرابع في كل ذرة كربون يوجد في الفراغات بين الطبقات، وهذه الإلكترونات تعمل على ربط الطبقات فيما بينها بقوى تجاذب ضعيفة.

وبسبب وجمود قسوى تجاذب ضعيفة بين طبقات الغرافيت فإن هذه الطبقات يسهل انز لاقها على بعض، وهذا ما يفسر سبب استخدام الغرافيت في أقلام الرصاص.

والغرافيت من اللافلزات، وهو موصل للتيار الكهربائي ولهذا يستخدم في أقطاب خلايا التحليل الكهربائي، ويوصل الغرافيت التيار بسبب الإكترونات الحرة بين الطبقات والتي تنتقل على طول المسافة بين الطبقات.

والغرافيت لا ينصهر عند تسخينه، ولكن عند رفع درجة حرارته إلى درجة تزيد عن ٣٠٠٠ س يتحول إلى غاز مباشرة.



٤ - الآصرة الفلزية:

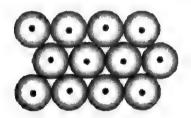
لقد يسرت المعرفة عن الآصرة الأيونية تفسير صفات مواد أيونية، كما أن الأواصدر بين الذرات في الجزيئات قد فسرت صفات المركبات الجزيئية، ولكن هذاك مواد لا تستطيع تفسير سلوكها بناء على هذين النوعين من الأواصر،

ومن أبرز هذه المواد: العناصر الفازية.

ولتفسير سلوك العناصر الفازية تمّ افتراض وجود نوع من الأواصر يعرف بالأصرة الفازية، ويدل اسمها على أنها أصرة خاصة بالفازات.

كيف تتكون الآصرة الفلزية:

تتميز الفلزات بكونها تتكون من أنوية موجبة تسبح في غيمة إلكترونية، وتحسنل الأنويــة الموجبة زوايا الشبكة البلورية، ويبقى التجمع الصلب متماسكا بسبب سكون التجانب الكهربائي بين الأنوية الموجبة وغيمة الإلكترونات السالبة وفــي الشــكل التالــي تهـــثل الكرات الحمراء للموجبة الأنوية مع الإلكترونات الداخلية، أما الشحنات السالبة فتمثل إلكترونات التكافؤ.



تتكون القازات من أيونات موجبة محاطة ببحر من الإلكترونات السالبة.

تعرف الأواصر من هذا النوع باسم الأواصر الفازية وتزداد قوتها بازدياد عدد إلكترونات التكافر، كما أنه بسبب حرية حركة الإلكترونات، فإن الفازات تمتاز بكونها:

• موصلة جيدة للحرارة والكهرباء.



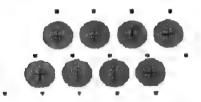
موسوعة الكيمياء الشاملة

 لها قابلية للطرق والسحب بسبب حركة الإلكترونات بحرية وفي كل الاتجاهات.

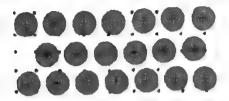
ويستخدم مصلط طاقة تحرير الذرات لقياس قوة الآصرة الفازية ويعني: "الطاقة اللازمة لتحرير مول من الذرات في الحالة الصلبة وتحويلها إلى الحالة الغازية " وكلما كانت هذه الطاقة كبيرة كلما كانت الرابطة الفلزية أقوى.



تتحرك الإلكترونات خلال الشبكة حركة عشوائية سريعة ناقلة الحرارة بسرعة من جزء إلى آخر.



يمكن لطبقات الشبكة أن تتزلق الواحدة منها على الأخرى بدون أن تتحطم الرابطة الفازية. إن هذا يفسر قابلية الطرف والسحب عند المعادن.



تتحرك الإلكترونات غير المتمركزة (التي لا تبقى في مواقع ثابتة) ضمن الشبكة وهذا يعنى ان تيارا كهربائيات يتحرك

يعــود نوع الأواصر بين النرات إلى الكترونات مستوى الطاقة الأخير فيها.

تمستاز ذرات العناصس الفلزية في أن بعض الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الأخير ضعيف الارتباط بنواة ذرته ويسهل تحريكه ونقله من حيز ذرتسه إذا أثسرت فيه طاقسة، وعندما تتجاوز الذرات في هذه العناصر يمكن لإكسترون ضسعيف الارتباط في إحداها أن ينتقل من حيز ذرته إلى حيز الذرة الأخرى نتيجة التجاذب بينه وبين نواتها، أي أن هذه الإلكترونات يمكن أن تسبح مسن ذرة إلسى أخسرى بسهولة، وذلك يعني أن ذرة العنصر الفلزي تتكون من الإكسترونات مستوى الطاقة الأخير (إلكترونات التكافؤ) وهي سالبة الشحنة، ومن بقية الإلكترونات وهي موجبة الشحنة (أبون موجب).

إن الستجاذب بيسن مجمدوع الإلكترونات ومجموع الشحنات الموجبة (الأيونسات الموجبة) هو الذي يؤدي إلى التماسك في قطعة الفلز، فالإلكترونات هي التي تجعل الذرات تتماسك مع بعضها البعض، وسهولة حركة الإلكترونات السابحة حول (الأيونات الموجبة) هي التي تعطي الفلز خاصية توصيل التيار الكهربائي، فعندما يدخل تيار كهربائي إلى قطعة الفلز فإن الإلكترونات الداخلة

إلى طرف القطعة ستدفع إلكترونات الفلز لتخرج من الطرف الآخر.

ويساعد هـذا الـنموذج المبسط المرصرة الفازية على تفسير الكثير من صفات الفازات فيالإضافة إلى تفسيره التوصيل الكهربائي، وللتماسك القوي بين فرات العنصـر الفازي فإنه يمكن من تقديم تفسير تقريبي لقابلية الفازات للطرق والسحب، فعند طرق فاز لتكوين صفيحة رقيقة منه تكون قد أثرت فيه بقوة تمكن جزءاً من (الأيونات الموجبة) من أن تنزلق مبتعدة عن جزء آخر ولكنها جميعها تبقى في نفس مجال الإلكترونات، ومما يساعد هذه الأيونات على الانز لاق كونها جميعاً تحمل الشحنة الموجبة فلا يوجد بينها تجاذب كهربائي قوي إذ أن التجاذب القوي يوجد بين الإلكترونات السابحة وبين الأيونات الموجبة.

٥- الآصرة الهيدوجينية:

هـــي الآصرة التي تتشأ بين الجزيئات المستقطبة حيث يحصل تجاذب بيــن طــرف جزيـــئة مستقطبة يحمل شحنة جزيئة سالبة، مع طرف جزيئة مستقطبة أخرى تحمل شحنة جزيئة موجبة.

ويرمز لهذه الآصرة بخط منقط

والأصــرة الهيدروجينــية هي آصرة ضعيفة مقارنة بالأصرة الأيونية والتساهمية.



أشكال الجزيئات وصفات الأواصر

ترتبط الذرات في المواد بأولصر سواء أكانت هذه المواد عناصر أم مركبات، فالأواصر تجمع الذرات مع بعضها، ومن المعروف أن أي تجمع للأشياء يكون له شكل ما قد يكون منتظماً وذو ترتيب معين، أو يكون عشوائياً.

أشكال المركبات الجزيئية:

عند ربط جسمين كرويين ببعضهما فإن شكلاً واحداً ينتج عنهما إذ سيقع مركزي الجسمين على خط واحد، ولكن عند ارتباط ثالثة أجسام كروية فإن ذلك يعطي عنداً من الأشكال منها ما تكون فيه مراكز الأجسام واقعة على خط واحد، ومنها ما تكون فيه زوايا بين الأواصر، وقد تكون الزاوية صغيرة أو كبيرة.

وهناك عند كبير جداً من الأشكال غير الخطية ولكل منها زاوية معينة بين الأواصر، وفي جميع هذه الأشكال تكون مراكز الأجسام واقعة في مستوى واحد.

وكلما ازداد عدد الأجسام التي تشكلها تزداد الأشكال التي يمكن الحصول عليها، فإذا زاد عدد الأجسام عن ثلاثة أصبح بالإمكان بناء أشكال مجسمة لا تتحصر فيها الأجسام في مستوى ولحد بل يمكن توزيعها في الفراغ في أكثر من مستوى.

ويمكن صنع أشياء ذات أشكال مختلفة من مادة واحدة وتعتمد استخدامات وصفات كل منها على شكله، فأشكال جزيئات المواد هي التي تقرر سلوكها.

فالكحول الإثيلي (إيثانول) والإيثر هما مادتان عضويتان تختلفان اختلاقاً كبيراً في صفاتهما علماً بأن جزيئات كل منهما تحتوي على نفس نوع وعدد الذرات، فالصيغة الكيميائية لكل منهما هي C2H6O، ويعود اختلاف صفات المادتين (كاختلاف درجة الظيان) إلى اختلاف أشكال جزيئاتهما. كذلك الاختلافات للجزيئات، فهيكلي الجزيئين مختلفان، ففي الأول ترتبط بالأوكســجين ذرتــا كربون، وفي الثاني ترتبط بالأوكسجين ذرة كربون واحدة وآصرة الأوكسجين الثانية هي مع الهيدروجين.

ومسن المسثال السابق يتبين أهمية الأشكال التي تأخذها جزيئات المواد وعلاقتها بصفات تلك المواد، وهذه الأهمية تعكسها الأعمال والدراسات التي يقوم بها الكيميائيون فأهم مجالات البحث والدراسة في الكيمياء هي تعرف أشكال جزيئات المركبات فعندما يعرف شكل الجزيء يمكن التنبؤ بصفات المادة وأمكن بناؤها وتحضيرها من مواد أخرى.

الصيغة الجزيئية للمادة:

لا يمكن معرفة شكل أي جزيء بدون معرفة الذرات المكونة له وعدد كل نوع منها، فالتحاليل الكيميائية التي توصل إلى معرفة أنواع الذرات وأعدادها في الجزيئات هي أول الأعمال التي تجري لدراسة أشكال الجزيئات ولهذا السبب يقوم الكيميائي بالخطوات التالية:

- التحليل الوصفى: وذلك لمعرفة الذرات التي تكون الجزيئات.
 - التحليل الكمى: لمعرفة نسبة كل عنصر في الجزيء.
 - تعيين الكتلة الجزيئية (الكتلة المولية).

وهذه الخطوات تؤدي إلى معرفة الصيغة الجزيئية للمادة، فالتحليل الوصفي المساء بيبسن بأن جزيء الماء مكون من الهيدروجين والأوكسجين، والتحليل الكمي يبيسن أن نسبة ذرات الهيدروجين إلى الأوكسجين هي ٢: ١ وتعيين كتلته الجزيئية يعطسي قيمة هي ١٠٨٠ وحدة كتلة ذرية، وهي كتلة ذرتين من الهيدروجين وذرة من الأوكسجين، ويبين كل هذا أن الصيغة الجزيئية للماء هي H₂O.

فالخطوة الأولى لمعرفة الصيغة البنائية هي معرفة الصيغة الجزيئية.

الذرة المركزية وأشكال الجزيئات:

يــتم تحديــد ما يعرف بالذرة المركزية في الجزيء بالنظر إلى الصيغة الجزيئة وبالرجوع إلى الصيغة الجزيئية وبالرجوع إلى الكترونات مستوى الطاقة الأخير لتلك الذرة (مجموعة العنصر في الجدول الدوري)، فذرة النيتروجين في جزيء الأمونيا تالك مسع شــلاث ذرات من الهيدروجين، أي أن النيتروجين يكون في الأمونيا ثالث أواصر.

وفي مركب رابع كلوريد الكربون CCI_4 يرتبط الكربون مع 3 ذرات CL_4 كلور، أي يكون 3 أواصر وتدعى كل من ذرة CL_6 في المركبين السابقين بالذرة المركزية.

فالذرة المركزية هي الذرة التي يرتبط بها (يحيط بها) أكبر عدد من الذرات في الجزيء، ويتناسب هذا العدد من الذرات المحيطة بالذرة المركزية مع عدد الأواصر المشتركة الممكنة لها.

ونلاحــُظ أن عــدد الــذرات التي تحيط بالذرة المركزية لا يساوي عدد أزواج الإلكــترونات المشــتركة دائمــاً، ففي جزيء CO₂ تحيط بذرة الكربون (الــذرة المركزية) ذرتا أوكسجين، ولكن عدد أزواج الإلكترونات المشتركة هو أربعة أزواج.

ويمهد عدد المذرات المرتبطة بالذرة المركزية الطريق لمعرفة شكل الجزيء ومن ثم يسهل تمثيله بالرسم.

فالجريء الدي يتكون من نرتين لن يكون إلا خطياً، أي أن مركزي ذرت به نقسع على خط واحد، والجزيء الذي يتكون من ثلاث ذرات يكون إما خطياً، أوقد يكون غير خطي، وتكون مراكز ذراته في مستوى واحد فقط، أما الجزيء الذي يتكون من ٤ ذرات (واحدة مركزية وثلاث محيطة بها) فقد تكون ذراته في مستوى واحد أو أكثر ولكنها لن تكون على خط واحد، وكذلك الحال

بالنسبة إلى الجزيء الذي يتكوّن من أكثر من ٤ ذرات واحدة منها مركزية.

وفسي حالمة تعدد الأشكال الذي يمكن أن تنتج من وجود عدد معين من المذرات حسول الذرة المركزية فإنها تولجه بالحاجة إلى تحديد الشكل الأنسب. وهناك معايير معينة يحكم بها على شكل ما بأنه الأنسب.

فالمعيار البديهي الذي نتوقعه هو أن يتفق شكل الجزيء مع صفات المادة المعروفة، وهناك شرط آخر يجب تحقيقه في الشكل الذي يمثل الجزيء ويختص بطاقة الجسزيء فكما نعلم أن الذرات تتجمع وترتبط ببعضها في جزيئات لكي تصل إلى وضع تكون فيه طاقتها اقل ما يمكن، فكلما انخفضت الطاقة ازداد الثبات، لذلك يجب أن يُظهر الشكل الذي تمثله لجزيئات مادة ما، درجة ثبات تلك المسادة، والطاقة المنخفضة (ومن ثم الثبات) تتج من التجاذب الأكثر والتنافر الأهلى بين الإلكتر ونات.

ويتحقق ذلك بأن تأخذ الجزيئات شكلاً تكون فيه الزوايا بين الأواصر في الجزيئات أكبر ما يمكن.

أ- أشكال جزيئات تتكون من ثلاث ذرات:

مما سبق يتبين لنا أن الشكل الأكثر ثباتاً للجزيء الذي يتكون من ثلاث ذرات هــو الشكل الخطي الذي يجعل الزاوية بين الأواصر أكبر ما يمكن وهي أ٨٠ وهذا ما يجعل جزيء CO₂ يأخذ شكلاً خطياً، كما ينطبق ذلك أيضاً على جزيء BeCl₂ في الحالة الغازية.

وبناءً على ما سبق فمن المتوقع أن يكون شكل جزيء الماء خطياً ولكن تبيـن بالـتجربة أن جزيء الماء ليس خطياً وأن الزاوية بين الآصرتين فيه هي ١٠٤٫٠ .

وللتوصل إلى الشكل المنامب لأي جزيء فإن تحديد عدد الذرات المرتبطة

بالذرة المركزية لا يكفي، وعلينا أن نأخذ في الأهمية أزواج الإلكترونات غير المستركة في الأواصر، والتي توجد في مستوى الطاقة الأخير للذرة المركزية، فالأوكسجين في جزي، الماء يحتوي على زوجان من الإلكترونات غير الرابطة، ويحتل هذان الزوجان من الإلكترونات في ذرة الأوكسجين حيزاً، ويتتافران مع الإلكترونات المرتبطة عندما نرغب في معرفة عدد الأشياء المحيطة بالذرة المركزية، ولذلك يكون شكل جزيء الماء مندناً.

ب- أشكال جزيئات تتكون من أربع ذرات:

قد تتوزع ذرات جزيئات مكونة من أربع ذرات إحداهما ذرة مركزية في مستوى واحد، أو في أكثر من مستوى، وقد عرفنا أن الشكل الأنسب هو الذي يمل الطاقة الأقل ويتحقق ذلك عندما تكون الزوايا بين الروابط أكبر ما يمكن وهمي همنا ١٢٠، وإن يتم ذلك إلا إذا كانت مراكز الذرات الأربع في مستوى واحد.

وهذا الشكل يطلق عليه مثلث متساوي الأضلاع (مثلث مسطح) ومن الجزيئات للبارزة التي ينطبق عليها الشكل السابق جزيئات وBCl فتركيب لويس لها هذو يناب غير رابطة على الذرة المركزية.

وعــند النظر إلى شكل جزيء NH₃ الذي يتكون من ٤ ذرات قد نظن للوهلة الأولى أن شكله مثلث متساوي الأضلاع مثل BC₁3 ولكن تركيب لويس نمسك فوهات أربع بالونات منفوخة ثم نبحث عن أفضل توزيع لها في الفسراغ يجعل كلاً منها أبعد ما يمكن عن البالونات الأخرى، دون أن تتفك عن بعضهما، نجد أن البالونات يجب ألا تقع في مستوى ولحد بل ستتوزع في شكل يمرف بالشكل رباعي الأوجه، ولكي نمثل هذا الشكل نوصل نهاية كل بالون بنقطة تلاقي فوهات البالونات فتتشكل زوايا بين الخطوط تساوي كل منها بوقطة تلاقي فوهات الأوجه، هو الذي تكون فيه الزاوية بين الخطوط التي تصل المركز بالرووس الأربعة مساه بة ٥,٥ أ.

ولمعرفة سبب تسميته (رباعي الأوجه) نصل الرووس الأربعة ببعضها بخطوط فنلاحظ أن الشكل الهندسي الذي ينتج يكون له أربعة أوجه (سطوح) وكل سطح له ثلاثة رووس.

وهذا هدو الشكل الهندسي الأنسب لتوزيع أربعة أشباء حول شيء مركزي، وأبسط الجزيئات النموذجية – التي يناسبها هذا الشكل هو جزيء الميئان للهذا للهذا الجزيء أن الميئان للهذا الجزيء أن ذرة الكربون المركزية محاطة (مرتبطة) بأربع ذرات هيدروجين، ولا يوجد عليها أي أزواج من الإلكترونات غير الأصرة، فمجموع الأشياء إذا هو أربعة وعليه يكون الشكل الأنسب هو رباعي الأوجه منتظم.

وقياساً على شكل الميثان يمكن التنبؤ بأن شكل CCI سيكون أيضاً رباعي الأوجاء مناظم، وكذلك أي جزيء تكون فيه ذرة الكربون مركزية ومرتبطة بأربع ذرات. ويتبيسن مسن كل ما ورد من أشكال الجزينات أن الزوايا بين الأواصر تنقص كلما ازداد عدد الذرات أو أزواج الإلكترونات التي تحيط بالذرة المركزية، وهذا أمر طبيعي فالأشياء تحتاج إلى حيز، وكلما زاد عددها نقص الحيز المتاح لكل منها.

ويمكن تلخيص خطوات رسم أشكال الجزيئات بالشكل التالى:

- ١- يتم تحديد الذرة المركزية.
- ٣- نرسم رمـــز لويــس لكـــل ذرة بالرجوع إلى الجدول الدوري لتحديد
 إلكترونات مستوى الطاقة الأخير.
- ٣- نرسم تركيب لويس للجزيء ونحسب عدد الذرات وأزواج الإلكترونات
 المحيطة بالذرة المركزية.
 - 4- نستنتج الشكل العام للجزيء.
 - ٥- نحدد الزوايا بين الأواصر بناء على الشكل العام.
- ٣- نرسم تمثيل للشكل باستخدام رموزاً للعناصر وخطوطاً للأواصر، ونقاطاً للإلكترونات غير الرابطة، والاستتتاج الشكل العام وتحديد الزوايا نسترشد بالجدول الآتي:

EJUL 1	ALCOHOL:	الثكار الطر	124	مد ازراح	1 0.22
الشعل	-699			الإعتروثات غير	الذرات
	الإقراضس		1	الأصرة على الدرة	المكايلة
i 1900 Toplaktion	水學 青海		الإم شروع	Act all	ing 3-ill
	14.	خطي	BeF ₂	-	٣
	1 . 2,0	ملحني	H ₂ O	۲	۳
	14.	مثلث متماوي الأضلاع	BF ₃	-	ŧ
	1.4,4	هرمي ثلاثي	NH ₃	١	ŧ
	1.4,0	رياعي الأوجه منتظم	CH ₄	_	•

بعض صفات الأواصر:

إن أشكال الجزيئات (رغم أهميتها) ليست وحدها التي تحدد صفات المواد، ويؤكد الجدول المواد، ويؤكد الجدول التأليل العلاقة ببن نوع الآصرة وصفات المادة.

ورجة الإسهار	ر الكهرياني	بُوصَيِل الثِيا	हिंचे हिंचर है	i dale	
Paga Ger	القمالون.	and constraints			
عالبة	توصل	لا توصل	أيونية	أيونية	
منخفضة	لا توصل	لا توصل	مشتركة	جزيئية	
عائية	توصل	توصل	فلزية	فلزية	

ولكن هنال تؤدي الأواصر المشتركة جميعها إلى السلوك نفسه ؟ وهل للأواصر المشتركة صفات ولحدة ؟

ذكرنا سابقاً أن صفات المركبات تعتمد على أشكالها، ولكن هناك مركبات كثيرة تتشابه في أشكالها وتختلف في صفاتها فشكل جزيء الماء قريب من شكل جزيء كبريتيد الهيدروجين (H2S) لكن الثاني يظهر سلوك الحامض بدرجـــة أقـــوى بكثير من الماء، كما أن كبريتيد الهيدروجين غاز والماء سائل (فـــي درجـــة الحرارة العادية) وشكل كل من باCCI و يماكا و راعي الأوجه منتظم ولكن الأول لا يتفاعل مع الماء والثاني شديد التفاعل مع الماء.

وهذه الاختلافات بين المركبات الجزيئية وهذه الاختلافات تعسود السى اخستلاف أواصرها المشتركة فطبيعة الآصرة وصفاتها تعتمد على الذبين المرتبطتين.

١ - قطبية الآصرة:

لتوضيح معنى قطبية الأصرة ندرس الأصرة المشتركة بين ذرتي هيدروجين وهي أيسط الأواصر المشتركة، فإلكترونا الأصرة منجذبان نحو

نواتي الذرتين وكلتا الدواتين يحتويان نفس العدد من البروتونات الموجبة، وقوتا جذبهما الإلكترونين متعساويتان لذا لن يكون اقتراب الإلكترونين من إحدى النوائين أكثر من النواة الأخرى وبذلك لن يكون لجزيء الهيدروجين قطبان كهربائيان، والأصرة بين ذرتيه ستكون غير قطبية.

أي أنــنا لا نــتوقع أن تكــون الأصــرة بين ذرتين من العنصر نفسه كالهيدروجين قطبية وبتعبير آخر تكون الأصرة غير قطبية بين ذرتين لهما نفس القدرة على جنب الإلكترونين.

> وتعتمد قوة جنب الذرة للإلكترونات على عاملين أساسيين هما: الأول: عند البروتونات في نواة الذرة ويمثل ذلك مقدار الشحنة الموجبة. المثانى: بُعد الإلكترونات عن النواة ويمثل ذلك مقدار الشحنة السالية.

إن عــدد بـــروتونات ذرة الكاور (1،7Cl) أكبر من عدد بروتونات ذرة الهيدروجيـــن (1H) لكن إلكترونات الآصرة أبعد عن نواة الكلور مقارنة ببعدها عن نواة الهيدروجين فأي الذرتين أقدر على جذب إلكتروني الآصرة ؟

لقد قام الكيميائيون بدراسة قدرة الذرات النسبية على جذب إلكترونات الأواصدر الموجدودة بينها وتوصلوا إلى مقياس نسبي، ووضعوا بذلك جدولاً يعسرف بجدول الكهروسلبية فوجدوا أن أقدر الذرات على سحب إلكترونات الآصرة هي ذرة الفلور وقاموا بمقارنة بقية الذرات بها.

والجدول التالي يعطى قيم الكهر وسلبية لعدد من العناصر.

الكهرو مابية		الكهروماليية		الكهروسلبية	ر (۱۸ ز العام
1,0	Be	T, ·	N	t,.	F
1,4	Mg	٧,١	P	٧٣	CI
١,،	Li	٧,٥	C	٧,٥	I
٠,٩	Na	١,٨	Si	۳,۵	0
۲.۱	H	1,0	Al	۲,0	S

إن هـذه الأرقام تعطى قيماً نسبية لذلك ليس لها وحدات فهي ليست قوة ولا طاقــة إنما تمثل القدرة النسبية على سحب إلكترونات الآصرة، وعند مقارنة ذرتيــن ببعضــهما فإن هذه الأرقام على الذرة التي ستجنب إلكتروني الأصرة نحوها أكثر من الأخرى إن ارتبطتا معاً.

وفي مــثال الأصــرة بين ذرتي الكلور والهيدروجين فإن كهروسلبية الذرتين تبين إن الكلور أقوى على جذب إلكترونات الآصرة، ولكن هذا الجذب لا يصــل إلــي حــد اكتســاب الإلكــترون كمــا في الأصرة الأيونية بين الكلور والصوديوم.

C1: C1 —
$$H\alpha$$
 — $H\alpha$ Cl Cl Cl Cl

ويمكن القدول بأن الآصرة بين الفلور والهيدروجين هي أيضاً قطبية فالاختلاف بين كهروسلبية الفلور (٤٠٠) وكهروسلبية الهيدروجين (٢٠١) كبير، ومن المتوقع أن تكون إلكترونات الآصرة في HF قريبة جداً من ذرة الفلور.

وتقاس القطبية في أي جسم قطبي بالعزم القطبي، ويعتمد العزم القطبي على عاملين أساسين هما:

- مقدار الشحنة عند كل قطب (δ).
 - البعد بين القطبين.

ويزداد العزم بزيادة أي من هذين العاملين.

إن الفارق الأكبر في الكهروسابية بين الفلور والهيدروجين

موسوعة الكيمياء الشاملة

(۲,۰) – (۲,۱) = ۱,۹ مقارنسة بالفسارق بيسن الكاسور والهيدروجيسن HF بيست الكاسور والهيدروجيسن في HF بيست أكسبر عند القطبين في HCl ولكن المسافة بين القطبين في HF أقصر منها في HCl.

وتدل الأمثلة السابقة على أن الآصرة المشتركة بين ذرتين مختلفتين في كهروسلىيتهما هي آصرة قطبية.

إن الأصرة طبية وكذلك الأصرة فطبية وكذلك الأصرة C = O في جزيء الماء هي أصرة فطبية وكذلك الأصرة C = O في جسزيء C = O أصرة قطبية أبضاً، ومع ذلك نجد أن جزيء الماء قطبي بينما جزيء CO_2 غير قطبي.

٧ - قطبية الجزيئات:

إن وجـود أواصر قطبية في الجزيء لا يعني بالضرورة أن يكون ذلك الجـزيء قطبياً، فالقطبية لجسم ما الممثلة بالعزم القطبي هي كالقوة المؤثرة في الجسم، فقد تؤثر قوتان في جسم ولا يتحرك ذلك الجسم أي أن المحصلة تساوي صغر وإليك بعض الأمثلة الموضحة.

فقد يكون في جزيء ما آصرتان قطبيتان ويكون عزميهما القطبيين في التجاهين متعاكسين فتنقيان أثر بعضهما إن تساوتا، ويعتمد هذا الأمر على شكل الجزيء.

ولو قارنا شكل جزيء الماء بشكل جزيء ثاني أوكسيد للكربون نلاحظ إن الأول غير خطي، والثاني خطي، لذلك فإن الأصرتين H - O في جزيء الماء ناخيا أثر بعضهما، وسيكون جزيء الماء قطبياً، ولكن الأصرتين في ثانسي أكسيد الكربون C = O ستلفيان تأثير بعضهما وسيكون الجزيء غير قطبي.

وعلى ذلك فإن التتبؤ بقطبية جزيء ما يحتاج إلى معرفة أمرين أساسيين هما:

- قطبية كل آصرة.
 - شكل الجزيء.

فسئلاً جزيء CH_4 يتكون من أربع أواصر قطبية، لكن الجزيء غير قطبيي لأن شكله - رباعي الأوجه منتظم مما يعني أن (محصلة) تأثير هذه الأواصر هي صغر فتأثير الأصرتين (أ) و (ب) يختزل تأثير الأصرتين (ج) و (د).

طاقة الآصرة:

يتصف غاز النتروجين بالثبات وضعف القابلية للتفاعل بينما الأوكسجين بقدرته على التفاعل مع كثير من المواد، ويتفاعل غاز الفلور بشدة مع غاز الميثان ولكن اليود يكاد لا يتفاعل معه.

وكثير من المواد البلاستيكية كمبلمر متعدد الإيثيلين ومبلمر متعدد كلوريد الفاينيل ثابتة وتقاوم التحلل، في حين تتحلل خيوط الصوف والقطن عند تعرضها طويك للظروف البيئية، وحرق الكبريت يعطي حرارة كبيرة ولكن عملية حرق النيتروجين تمتص الطاقة وتكون السكر من ثاني أكسيد الكربون والماء يحتاج إلى طاقة ويعطي حرقه طاقة.

إن التفاعل الكيميائي هو عبارة عن كسر أواصر وتكوين أواصر بين الدرات، ويعتمد كسر الآصرة على طاقتها، حيث أن تكون آصرة بين ذرتين يؤدي إلى وضع يكون فيه ثبات أكبر أي تتخفض فيه الطاقة وبالمقابل فإن فصل ذرتين مرتبطتين عن بعضهما يحتاج إلى طاقة، إن مقدار الطاقة التي تلزم لفصل ذرتين مرتبطتين عن بعضهما تعرف بطاقة الآصرة.

A + B → طاقة + B

ثرات متعادلة منفصنة مشاقة آصرة

الآصرة مششركة

موسوعة الكيمياء الشاملة

إن كمــية الطاقــة اللازمة لفصل ذرتين تساوي كمية الطاقة الناتجة من ارتباط الذرتين بآصرة مشتركة فإن:

A+B ---> A-B

ولذلك نستطيع معرفة مقدار طاقة الأصرة بقياس الطاقة اللازمة لكسر الأصرة، أو الطاقة الناتجة عن تكونها فكلتاهما متساويتان في المقدار. ويبين الجدول الآتي معدل طاقة عدد من الأواصر المشتركة:

a then	Specifit'	ता देवाना	Pag i	भ द्वारमा	Ty All
eed, and		doplas	. ,	dolder.	4000
٧٠٧	C=0	444	0=0	170	H - H
£ A 0	C – F	477	O – H	471	H - Cl
774	S-H	9.61	N - N	277	H - Br
442	C - CI	474	N – H	7 4 7	Cl - Cl
111	H - C	747	C-C	194	Br - Br



الحالة المكثفة (السائلة والصلبة)

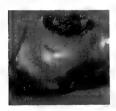
المواد الصلبة البلورية والمواد الصلبة عديمة الشكل (اللابلورية):

تستألف المواد الصلبة من دقائق صغيرة تتحرك حركة محدودة جداً ــ كما عرفا من نظرية الحركة الجزيئية ــ وهذا ما يفسر الأشكال الثابئة والمنتظمة التي توضع فيها كما هو المنتظمة التي توضع فيها كما هو الحسائلة والغازية، وتسمى الأشكال الصلبة المنتظمة باسم الأشكال البلورية، وتسمى وحدتها الأسامية بلورة.

ويظهسر انستظام أشكال البلورات أحياناً بالعين المجردة وأحياناً يظهر على مستوىً مجهري، حيث يظهر التوزيع النظامي لحوافها وطريقة ارتباط الواحدة منها بالأخرى.

ويوجد بالمقابل مجموعة من المواد الصلبة التي تتجمع جزيئاتها بأشكال غسير نظامية، ويسمى هذا النوع من المواد الصلبة المواد عديمة الشكل أو المسواد اللابلورية مثل الزجاج بأنواعه، وبعض أنواع الصخور، ومثل كل

المواد البلاستيكية. زجاج بركاني ــ مادة عديمة الشكل (مادة لا بلورية)







نماذج بلورية لعدة مواد

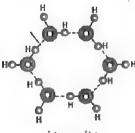
البلورات:

ذكرنا سابقاً أن المواد الصلبة تتكون من وحدات بنائية هي البلورات وسسنقطرق إلى ماهية ونوعية الدقائق الصغيرة التي تتكون منها البلورات ذاتها ولكي يكون الموضوع أكثر وضوحاً سندرس مثالاً مألوفاً ومعروفاً هو بلورات الثلج، إذ أن الدقيقة الصغيرة التي هي وحدة بناء بلورات الثلج هي جزيئة الماء:



تتكون بلورة الثلج في أبسط صورها من سنة جزيئات من هذا النوع ترتبط ببعضها بأواصر هيدروجينية.

وهــذه الأشــكال السداسية يرتبط الواحد منها بالأخر فتشكل شبكات معقــدة تعــرف باســم الشبكات البلورية، وشبكات الثلج هي شبكات ثلاثية الأبعاد، كما هو الحال في الشبكات البلورية للمواد الصلبة الأخرى.



رابطة هيدروجينية

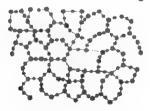
سۇال:

يوجد أوكسيد السيليكون SiO₂ في الطبيعة بعدة أشكال منها:

المسرو (كوارتز)، والصوان، والرمل الزجاجي، فما هو الفرق بين هذه الأشكال الثلاثة ؟

الجواب:

المرو: يتكون من بلورات منتظمة ترتبط فيها ذرة واحدة من السيليكون بأربع ذرات من الأوكسجين، ويتكون من وحدات SiO_2 مرتبة ترتبباً منتظماً. الصول: يتكون من وحدات SiO_2 ولكنها غير مرتبة، لذلك فالصوان هو مادة عديمة الشكل.



الوضع البلوري لوحدات SiO2 في الصوان

الرمل الزجاجي: هو عبارة عن حبيبات صغيرة من المرو.

ويمكن أن تترتب الوحدات البنائية بطريقة نظامية فينتج مادة صلبة لها شكل هندسي محدد أي تتكون من بلورات، أما إذا ترتبت الوحدات البنائية بطريقة غير منتظمة فتتج مادة صلبة عديمة الشكل أي غير متبلورة.

البلورة: مادة صابة لها شكل هندسي محدد.

الشبكة البلورية: هي عبارة عن نموذج منتظم ومتكرر من النقاط الثابتة تدور حوله وحدات بناء البلورة.

ويعتمد في تصنيف المواد الصابة على أحد الأساسين التاليين:

أ-نوع الوحدات البنائية هل جزيئات أم أبونات، ولذلك فهناك نوعان من المصواد الصلبة مراد صلبة أبونية (مثل الجليد) ومواد صلبة أبونية (مثل ملح الطعام).

نــوع قــوى الربط بين الوحدات البنائية، فهناك مواد صلبة يربط بين
 وحداتها قوى فاندرفال أو قوى قطبية أو أواصر هيدروجينية.

قسوى فاندرفالز: هي قوى جنب ضعيفة توجد بين الذرات أو الجزيئات غير المستقطبة مثل (C2H₆ H₂, I₂, Br₂) ونزداد قوتها بازدياد حجم الذرة أو الجزيئة، وكذلك نزداد قوتها بالضغط والتبريد.

وتـــتولد قـــوى تجـــانب فاندرفالز نتيجة تأثر دوران الإلكترونات في الجزيــــئة أو الذرة بدوران الإلكترونات في الجزيــئة أو الذرات المجاورة مما يســبب نوعـــاً من الاستقطاب الآني بين هذه الذرات أو الجزيئات ونتيجة لهذا الاستقطاب الآني تتولد قوى تجانب فاندرفالز.

أنواع البلورات:

تعتمد الأشكال البلورية على نوعية الوحدات البنائية وعلى طبيعة الربط بين هذه الوحدات.

موسوعة الكيمياء الشاملة

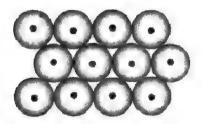
إن عـــدد الطـــرق التي تترتب فيها الوحدات البنائية في البلورات قليلة ويمكننا أن نصنف البلورات في أربعة أنواع:

أولا- البلورات الجزيئية:

إن قوى الربط في البلورات الجزيئية ضعيفة لذلك تكون طاقة الشبكات السبلورية لها صغيرة، ولذلك فهي تتميز عموما بدرجات انصهار منخفضة. والسبلورات الجزيئية رديئة التوصيل للكهرباء لأن الإلكترونات مرتبطة بالجزيئات وليست حرة الحركة ضمن المادة الصلبة.

ثانياً - المواد الصلبة الفلزية البلورية:

تتميز الفلزات بكونها نتكون من أنوية موجبة تصبح في غيمة إلكترونية، تحسئل الأنويسة الموجبة زوايا الشبكة البلورية، ويبقى التجمع الصلب متماسكاً بسسبب الستجاذب الكهربائي الساكن بين الأنوية الموجبة وغيمة الإلكترونات المسالبة تمسئلها الكراث الحمراء الموجبة الأنوية مع الإلكترونات الدلخلية في الشكل التالى، أما الشحنات السالبة فتمثل إلكترونات التكافؤ.



تتكون الفلزات من أيونات موجبة محاطة بغيمة من الإلكترونات السالبة تعرف الأواصر من هذا النوع باسم الأواصر الفازية وتزداد قوتها بازدياد عدد الكترونات التكافؤ، كما أنه بسبب حرية حركة الإلكترونات تكون الفلزات موصلة جيدة للحرارة والكهرباء، وكذلك نظراً لحركة الإلكترونات بحرية وفي كل الإتجاهات فإن الفلزات قابلة للطرق والمحب.

ولقسياس قوة الأصسرة الفازية بستخدم مصطلح طاقة تحرير الذرات ويعني: "الطاقة اللازمة لتحرير مول من الذرات في الحالة الصلبة وتحويلها السي الحالة الغازية" وبالطبع كلما كانت هذه الطاقة كبيرة كلما كانت الأصرة الفلزية أقرى.



تتحرك الإلكترونات خلال الشبكة حركة عشواتية سريعة ناقلة الحرارة بسرعة من جزء إلى آخر.



يمكن لطبقات الشبكة أن تنزلق الواحدة منها على الأخرى بدون أن تتحطم الرابطة الفلزية. إن هذا يفسر قابلية الطرق والسحب عند المعادن.



تتحرك الإلكترونات غير المتمركزة (التي لا تبقى في مواقع ثابتة) ضمن الشبكة وهذا يعني ان تيارا كهربائيا يتحرك

ثالثاً - المواد الصلبة الأيونية البلورية:

مسن الأمثلة الشائعة لهذه البلورات هي بلورات ملح الطعام، حيث أن الأيونات تحتل زوايا الشبكة البلورية وتكون قوى التجاذب فيما ببينها هي قوى كهربائية ساكنة.

وتــتحدد نوعــية الشبكة الناتجة اعتماداً على حجم الأيونات وشحنتها النسبية، فكلما زادت هذه الشحنة كلما كانت الرابطة أقوى.

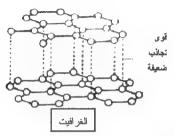
وبالــنظر لكــون التجانب الكهربائي الساكن مرتفع في هذه البلورات طاقــة الشــبكة البلورية تكون عالية، وتكون المواد صلبة ذات درجة انصمهار عالية، ولكنها تكون هشة لأنه عند طرق البلورات تنزلق الأيونات على بعضها مما يولد تنافراً بين الأيونات المتشابهة فتغصل وتتكسر البلورات.

هــذا وبالــنظر لثبات الأيونات في مواقعها في الحالة الصلبة فإن هذه المــواد تكــون غير موصلة للكهرباء ولكنها تصبح موصلة فيما لو تحررت الأيونات ويتم ذلك عندما تذوب مكونة محاليل أو عندما تتصهر.

رابعاً - البلورات التساهمية:

في هذا النوع من البلورات توجد شبكة من الأواصر المشتركة تصل

بين ذرات المادة الصلبة كلها، ومن الأمثلة على هذه المواد الماس حيث ترتبط كـــل ذرة بــــأربع ذرات أخـــرى بأواصـــر مشـــتركة ومـــن أمثلتها الأخرى الغرافيت والكربوراندوم والمرو.



ونظراً للطبيعة المتشابكة من الأواصر التساهمية، فإن البلورات التساهمية تكون درجات انصهارها عالية وتكون شديدة القساوة.

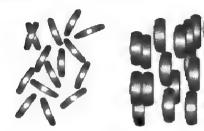
والمواد من هذا النوع رديئة النوصيل للكهرباء لأن الإلكترونات مثبتة في الأواصر التساهمية ولا يسمح لها بالحركة.

إن القوى الرابطة في هذا النوع من المواد الصلبة كما هو واضع هي أو لصر تساهمية.

خامساً - البلورات السائلة:

تبين لذا مما سبق ما تمتاز به المواد الصلبة من ترتيب وتنظيم، ولكن هل يمكن للمواد السائلة أن نتخذ ترتيباً وتنظيماً شبيهاً بالمواد الصلبة على الرغم من حركتها العشوائية ؟

قد يحدث هذا الأمر في بعض أنواع السوائل التي يكون شكل جزيئاتها متطاولاً ويشبه عود الثقاب، فهذه الجزيئات يمكن أن تأخذ وضعاً عالياً من الترتيب والتنظيم مع احتفاظها بقدرتها على حرية الحركة.



إن قوى الجذب بين هذه الجزيئات هي قوى فان ديرفال الضعيفة والتي تزداد قوة كلما زاد حجم الجزيئات، وبما أن الجزيئات هنا متطاولة فهي كبيرة الحجم بعض الشيء وحينما تترتب بشكل طولي فإن التجاذب والترابط فيما ببنها يكون أقوى.

وبسبب مقدرة الجزيئات في هذه البلورات السائلة على تغيير اتجاهها أمكس استخدامها في تطبيقات مختلفة مثل الآلات الحاسبة والساعات الرقمية والموازين الإلكترونية وغيرها.



الجدول الدوري والتركيب الإلكتروني

تنظيم العناصر:

واصل الإنسان اكتشافاته للعناصر منذ القدم، فقد عرف منها تسعة عناصر في الأزمنة القديمة، وازداد عددها ليصبح أربعة عشر عنصراً في عام (١٧٠٠)، شم تجاوز عددها المنتين عنصر في مدة قرن ونصف القرن من الزمان.

ومسع ازدياد أعداد العناصر المكتنفة، كان الإنسان عاكف على دراسة صفات هذه العناصر وأوجه التشابه والاختلاف بينها، وبناء على الصفات الظاهرة لكل عنصر كنشاطه وتفاعلاته مع الماء والهواء والحوامض تولدت الحاجة إلى تنظيمها ووضع تصنيف لها وبيان العلاقات بينها.

وعندما طرحت النظريات الذرية، وخاصة نظرية دالتون، اعتبر العلماء أن سبب التشابه أو الاختلاف بين العناصر يعود إلى التشابه أو الاختلاف ما بين ذراتها، واعتبرت أهم صفة مميزة للذرة هي الكتلة الذرية، وكان دالتون قد افسترض بأن العناصر تختلف في كتل ذراتها، فكان اتجاه النشاط الكيميائي نحو إيجاد الكتل الذرية للعناصر المعروفة، فتوافرت لدى العلماء قيم وأرقام تخص العناصر يمكن مقارنتها ودراسة العلاقات بينها، وبرز عدد من المحاولات لتنظيم العناصر ونلك بالرجوع إلى كتل ذراتها: حيث أصبحت الكتل الذرية المعيار المتعام ين تنافل المتعام المتعام الكتل الذرية المعيار المتعام هي:

١- ثلاثيات دوير آينر:

من خـــلال التجارب والدراسات التي قام بها دوير آينر توصل إلى أن الكتلة الذرية للمنترونشيوم تقع بين الكتلة الذرية لعنصري الكالسيوم والباريوم فعناصر الكالسيوم والباريوم والسترونشيوم نتشابه إلى حد كبير، وأنها نتدرج في صفاته بين صفاتها الطبيعية وسلوكها الكيميائي، فالسترونشيوم يتوسط في صفاته بين الكالسيوم والباريوم، حيث أن درجة انصهاره (٨٠٠ س) ودرجة انصهار السباريوم (٧١٠ س) ونشاطه في التفاعل مع الماء الإنتاج الهيدروجين أقل من نشاط الكالسيوم.

وكذلك فإن كتلة السترونشيوم الذرية (٨٨) هي وسط ما بين الكتلة الذرية للكالسيوم (٤٠)، وقادت هذه الملاحظات إلى محاولات دوبر آينر في البحث عن مجموعات أخرى تتألف من ثلاثة عناصر تتوسط صفات ثانيها ما بين صفات العنصر الأول وصفات العنصر الثالث.

وفي عام ١٨٢٩ اكتشف دوبر لينر السلوك نفسه لثلاثة عناصر أخرى هي الكلور والسبروم والسيود، أعقبها اكتشاف ثلاثية أخرى تضم الليثيوم والصوديم والمصوديوم والبوتاسيوم، مما دفع دوبر اينر لاقتراح قانون الثلاثيات، والذي ينص على أن العناصر تنتظم في ثلاثيات، بحرث تكون الكتلة الذرية للعنصر الأوسط تساوي معدل الكتلة الذرية للأول والثالث.

وقـــد لاقـــت فكرة الثلاثيات إقبالاً لدى العلماء ولكن لسوء الحظ لصطدم العلماء بحقيقة أن قيم الكثل الذرية للعناصر كانت في الغالب غير دقيقة.

٢ - ثمانيات نيو لاندز:

كان العالم الإنكايزي جون نيو لاندز من المهتمين بفكرة تنظيم العناصر في مجموعات (بشكل أعمدة) وفق زيادة كتلتها الذرية، فقد لاحظ نيو لاندز بأن العناصر التي تتشابه خواصها تتكرر بشكل دوري بعد كل سبعة عناصر، أي أن العنصر الأول يشبه العنصر الثامن، والعنصر الثاني يشبه العنصر التاسع، وهكذا، وينلك رنب العناصر ضمن صفوف أفقية يضم كل صف منها سبعة عناصر، وبقع العنصر الثامن مباشرة تحت العنصر الأول، والتاسع تحت الثاني وهكذا، وسميت مجموعاته بالثمانيات.

وقد نجح هذا الانتظام لأول (١٥) عنصراً معروفاً في ذلك الوقت.

	Li	Be	В	С	N	0	F
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe	Co, Ni
l	Cu	Zn	Y	ln	As	Se	Br
	Rb	Sr	La, Ce	Zr	Nb , Mo	Ru, Rh	Pd

ويعتبر تنظيم نيولاندز رائعاً ويتفق تقريباً مع الجدول الدوري الحديث من عنصر الليثيوم إلى عنصر الكالسيوم، حيث أن العناصر التي تقع في العمود الواحد في جدول نيولاندز تقع ضمن مجموعة ولحدة في الجدول الدوري الحديث.

إلا أن العناصر التي تلى الكالسيوم في الكتلة الذرية لا يتفق ترتيبها في جدول نيولاندز مع الجدول الدوري الحديث، فمثلاً الحديد يقع ضمن مجموعة الأوكسجين، وهذه المجموعة تختلف كلياً في صفاتها عن صفات الحديد، فالحديد من الفازات وعناصر الأوكسجين والكبريت من اللاقازات.

٣- تنظيم ماير:

أما العالم ماير فقد استرعى اهتمامه العلاقة ما بين كثافة بعض العناصر وبين كتل ذراتها، فمثلاً: كثافة عنصر السيزيوم (، ۱٫۹ غ/سم ً) وكثافة عنصر الباريوم (۳٫۷۸) غ/سم ً أي ما يقارب ضعفي كثافة عنصر السيزيوم إلاً أن كتلتي ذرتي العنصرين متقاربتان (الباريوم ۳٫۷۳، السيزيوم ۱۳۲،۹).

ومن خلال هذه الملاحظة استنتج ماير أن حجم نرة السيزيوم هو تقريباً ضعفي حجم نرة الباريوم، فوضع ترتيباً للعناصر حسب حجم نراتها، فتكونت لديه حجوم نسبية للذرات بالإضافة إلى الصفة الأخرى للذرات وهي الكتل الذرية، وتوافر هاتين الصفتين دعاه إلى أن يبحث عن العلاقة التي تربط بينهما، ووضع رسماً بيانياً لذلك وقد بين هذا الرسم أمران رئيسيان هما :

- وجود خاصية دورية في صغات العناصر، فالليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم تتشابه فيها الصفات وتتدرج، حيث أن العنصر الذي يأتي بعد الليثيوم يشبه العنصر الذي يأتي بعد الصوديوم، ويشبه العنصر الذي يأتي بعد البوتاسيوم وهكذا.
- عدد العناصر بين عنصري الليثيرم والصوديوم يساوي عدد العناصر بين عنصري الصوديوم والبوتاسيوم، إلا أن عدد العناصر بين البوتاسيوم والروبيديوم يساوي ضعفي العدد السابق لكنه يساوي العدد بين الروبيديوم والسيزيوم.

٤ - تنظيم مندليف:

اهتم العالم مندليف بدراسة العلاقة بين ذرية العناصر والكتلة الذرية، فقد كان العلماء الكيميائيين يعرفون عن ذريات العناصر ويطلقون عليها كلمة "القوة" أو "القدرة" وكانت تعني لهم آنذلك - قدرة ذرات العناصر على الارتباط بالهيدروجين، فقدرة الهيدروجين على الارتباط هي (١)، والأوكسجين (٢)، والتتروجين (٣)، أي أن ذرة الهيدروجين تستطيع الارتباط بذرة واحدة، والأوكسجين يستطيع الارتباط بذرتين وهكذا.

ولاحظ مندليف بأن ذريات العناصر المعروفة لديه تتغير بشكل دوري في القائمة التي يظهر فيها تسلمل الكتل الذرية، حيث أن هذه الذرية تبدأ من (١) وتصل إلى (٤) وتنقص لتصل (١) مرة أخرى، ثم تأتي بداية جديدة من (١)، حيث أن العناصر النبيلة (الخاملة) لم تكن معروفة في ذلك الوقت.

فاستنتج مندليف بأن هناك دورية في ترتيب العناصر، فالدورة الواحدة (المتسلسلة في الكتلة الذرية) تبدأ بالذرية (١)، وتشمل ٧ عناصر، فقام بوضع

جدول يمثل هذه الدورية عرف بجدول مندليف الدوري.

وقد امتاز جدول مندلیف بقدرته على النتبؤ بعناصر جدیدة وتفسیر ما یستجد فمثلاً:

أ- تمكن من تصحيح قيم الكتل الذرية لبعض العناصر، فالكتلة الذرية للبريليوم كانت سابقاً ١٤ ولكن في جدول مندليف لا يوجد فراغ لمثل هذه الكتلة، فتنبأ بكتلة ذرية للبريليوم تساوي ٩، ووجد فيما بعد أن الكتلة الصحيحة له هي ٩,،١٣، وهناك قيماً أخرى غير صحيحة كانت معطاة لكتل الانديوم واليورانيوم، فقام مندليف بتصحيحها بناء على جدوله.

تمكن من التنبؤ بوجود عناصر جديدة لم تكن مكتشفة أو أن صفاتها لم تكن
 محددة مسبقاً، فترك لها فراغات في جدوله.

جب - تفسير وجود وسلوك عناصر اكتشفت فيما بعد ولم يتنبأ بها مندليف، لذلك لم يترك لها فراغات في جدوله، فهو لم يتنبأ بوجود مجموعة العناصر التي عرفت بالغازات الخاملة والتي تسمى الآن الغازات النبيلة، إنها لم تعد خاملة تماماً، بل تمكن العلماء من تحضير مركبات لها ما عدا الهيليوم، وعند اكتشاف هذه العناصر ومعرفة خمولها، تبين أن بالإمكان إدخالها في صف مكمل لجدول مندليف، فاحتلت العمود الثامن الذي أعطيت عناصره مجموعة تساوي صفراً (نظراً لخمولها)، وبذلك لم تسبب هذه الإضافة أي خلل في جدول مندليف، بل اعتبر هذا الاكتشاف مويداً وداعماً لجدوله.

وفي ضوء المستجدات والحقائق العلمية الجديدة أصبح جدول مندليف بحاجة إلى تعديل وبناء على أسس جديدة، ومن ابرز المستجدات التي توقف عندها جدول مندليف ولم يتمكن من استيعابها اكتشاف مجموعات من العناصر التي عرفت بالعناصر الترابية النادرة، ولم يكن لها مكان فيه، وكذلك اكتشاف مكونات الذرة، وما تبع ذلك من تفاعلات شملت أدوية الذرات.

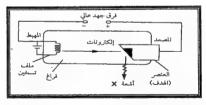
الجدول الدوري الحديث:

كان العلماء في السابق يعتقدون بأن ذرات العنصر الواحد متساوية في الكتلة، الذرية، وقد تم اكتشاف نظائر العناصر الموجودة آنذاك تختلف في الكتلة، مثل عنصر الرصاص الذي يشتمل على ثلاث نظائر كتلتها (٢٠٦)، (٢٠٧)، (٠٨)، وجميع هذه النظائر لها نفس الخصائص الكيمبائية للرصاص.

١ - العدد الدرى:

بعد أن توصل العلماء لمكونات الذرة وعرفوا بأن العدد الذري هو عدد البروتونات الموجودة في نواة الذرة، وفي الذرة المتعادلة يكون عدد الإلكترونات الموجودة حول النواة مساوياً لعدد البروتونات في النواة، أي أن العدد الذري يمثل أيضناً عدد الإلكترونات التي تمتلكها ذرة العنصر، ثم توصلوا بعد ذلك إلى معرفة الأعداد الذرية (أعداد البروتونات) للعناصر.

فعندما درس العالم رونتجن الأشعة المهبطية في أنابيب التقريغ لاحظ بأن الأشعة المهبطية عند انطلاقها من القطب السالب واصطدامها بالقطب المرجب، تسبب إصدار إشعاعات من هذا القطب الموجب ذات طاقة عالية وقد أطلق عليها السم أشعة (X). كما في الشكل:



ثم لاحظ الكيميائي الإنكليزي هنري موزلي وهو يدرس عن الأشعة السينية (وهي إشعاعات ضوئية كهرومغناطيسية لها قدرة كبيرة على اختراق الأجسام) أن طول موجة الإشعاع يتغير بتغير العنصر المستخدم في القطب الموجب، (وهو القطب الذي تصدر عنه الأشعة بعد اصطدام الإلكترونات به)، فالعنصر الأثقل أي الذي كتلة ذراته أكبر، يكون طول موجة شعاعه أقصر (طاقته أعلى) أي أن لكل عنصر أشعة سينية خاصة به.

وقد تمكن موزلي من إيجاد علاقة بين طاقة الأشعة السينية (طول موجنها) وموقع العنصر وترتيبه في موجنها) وموقع العنصر وترتيبه في الجدول الدوري المعروف وقتذاك، حسب تسلسل كتلة ذرته، فكان الهيدروجين يتصدر قائمة العناصر، وبعده الهيليوم، وهكذا حتى اليورانيوم في نهاية القائمة.

وقد أعطى موزلي كل عنصر رقماً متسلسلاً هو بمثابة رتبة لذلك العنصر، فأعطى للعنصر الذي ينتج أشعة سينية ذات طاقة أقل (طول الموجة أعلى) رقماً أقل، وأطلق على ذلك الرقم: العدد الذري، فالهيدروجين يأخذ الرقم (١) وبعده الهليوم رقم (٢)، ثم الليثيوم رقم (٣)، وهكذا إلى آخر القائمة المعروفة، وبذلك يتطابق رقم العنصر مع موقعه المتسلسل في الجدول الدوري، فتوصل إلى النتيجة الآتية:

" تظهر الدورية في صفات العناصر إذا رتبت حسب تسلسل أعدادها الذرية".

وتبين لموزلي فيما بعد أن هذا الرقم الذي سمي بالعدد الذري يساوي شحنة النواة التي تمثل عدد البروتونات، لذلك أصبح العدد الذري لأي ذرة يمثل عدد بروتوناتها.

نظرية بور:

في عام (١٩١٣) تمكن العالم الدانماركي بور من وضع نظرية لتقسير سلوك العناصر والصفات الدورية فيها بالاعتماد على توزيع الإلكترونات في الذرات.

وهذه النظرية تعطي تصوراً عن الذرة يشبه مضمونها النظام الشمسي،

ففي الذرة نواة موجبة الشحنة، تدور حولها الإلكترونات في مدارات دائرية محددة تعرف بالمدارات الرئيسة (أو الأغلقة أو الطبقات)، وتبقى في هذه المدارات ولا تغيرها إلا إذا اكتسبت أو فقدت طاقة، فالإلكترون في ذرة الهيدروجين مثلاً يدور في مدار دائري محدد البعد عن النواة، فإذا اكتسبت الذرة طاقة فان الإلكترون ينتقل إلى مدار دائري آخر أكثر بعداً عن النواة، ولكل مدار أو طبقة سعة محددة من الإلكترونات، فيتسع أقرب مدار الإلكترونين فقط، والثاني لشانية، والثالث لثمانية عشر إلكتروناً.

الغلاف الرئيس الأول الغلاف الرئيس الثانى الغلاف الرئيس الثالث

سعة الإلكترونات : المدار الأول المدار الثاني المدار الثالث

فيكون للهيدروجين وفق هذا النموذج مدار ولحد يدور فيه إلكترون والتنثيوم له الكترون والثانثيوم له مداران، الأول ممثلئ بإلكترونين، والثاني يدور فيه إلكترون والحد، والصوديوم الذي عدده الذري (١١) أي أن في ذراته (١١) إلكترونا، فله ثلاث مدارات، الأول ممثلئ بإلكترونين والثاني ممثلئ بثمانية، والثالث يدور فيه إلكترون ولحد.

وعند مقارنة أعداد الكترونات المدارات الأخيرة لهذه العناصر الثلاثة نجد أن كلاً منها يحتوي على نفس العدد من الإلكترونات (أي الكترون واحد) وتقع جميعها في عمود واحد في الجدول الدوري، إذ إن لكل منها ذرية واحدة (قدرة ارتباط) تساوي واحداً، ولها صفات مشتركة (ما عدا الهيدروجين).

وكذلك ذرية البوتاسيوم هي واحد أيضاً، وتثنبه صفاته صفات الصوديوم والليثيوم، وموقعه في الجدول الدوري في نفس عمودهما (مجموعتهما) وتتوزع إلكتروناته التنبعة عشر في أربع مدارات وعلى النحو التالي:

مائ امثلاء	عدد الإثاثر وثات	المعاللة القصوي من	رقم المدار
المعارية	الموبهوا	الإلكائرونات	sail a star tolk
كامل	4	Y	الأول
كأمل	٨	٨	الثاني
غير كامل	٨	1.4	الثالث
غير كامل	,	7*4	الرابع

ويتضح من هذا التوزيع ما يأتي :

 ا- عدد الإلكترونات في المدار الأخير (واحد) وهو بذلك يساوي عدد الإلكترونات في المدار الأخير لذرتي الصوديوم والليثيوم.

 ب- المدار الثالث (الذي يسبق المدار الأخير) غير ممثلئ، حيث أن عدد الإلكترونات في هذا المدار هو ثمانية.

وقد توصل بور إلى النتيجة الأتية التي اعتمدها في تفسير الجدول الدوري: "يرتبط موقع العنصر في الجدول الدوري بعدد الإلكترونات الواقعة في مداره الأخير".

وهذه النتيجة توجهنا دائماً لمعرفة عدد الإلكترونات في المدار الأخير في ذرات العناصر، حيث أن عددها هو الذي يقرر موقع العنصر في الجدول الدوري وذراته، كما أنه يحدد سلوك العنصر وصفاته، لذلك يعرف هذا المدار الذرية.

وقد ساعد هذا التصور عن الذرات على فهم وتفسير بعض سلوك العناصر، ولكنها واجهت صعوبات في تفسير خواص العناصر وسلوكها، كعدم امتلاء المدار قبل الأخير عند توزيع الإلكترونات في ذرة البوتاسيوم مثلاً.

٢-مستويات الطاقة:

إن النموذج الذري الذي قدمه بور وضع توزيعاً منظماً للإلكترونات، إذ

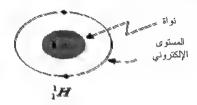
أن لكل الكترون غلاقاً أو مداراً رئيسياً يدور فيه، وتختلف هذه المدارات في بعدها عن النواة، فالمدار الأول قريباً من اللواة، ثم يزداد بعدها تباعاً، فالمدار الثاني أبعد من الأول والثالث أبعد من الثاني، وهكذا.

ويكون للإلكترون طاقة محددة في كل مدار تبعاً لبعد المدار عن النواة فكلما كانت طاقة الإلكترون أكثر كان أبعد عن النواة، وتعتمد قوة الجذب بين الإلكترون السالب والنواة الموجبة، وكذلك طاقة وضع الإلكترون، على بعد الإلكترون عن النواة فكلما قل البعد بينهما ازداد التجاذب وكبرت القوة وأصبحت طاقة الوضع أقل، لذلك تكون طاقة وضع الإلكترون في المدار الأول القريب من اللواة أقل من طاقة وضع الإلكترون في المدار الأول

فالإلكترونات تدور حول النواة في مستويات متتابعة في البعد عنها، وتزداد هذه المستويات في طاقتها وحجمها كلما ابتعدنا عن النواة ويكون أصغرها حجماً وطاقة هو المستوى الأول الأقرب إلى النواة.

المستوى الأول (١) وهو أقربها إلى النواة، والمستوى السابع (١٦) وهو البعدها عن النواة، ويوجد هذا المستوى في عدد قليل من العناصر الثقيلة وأولمها عنصر السيزيوم Csar I وما يليه من عناصر.

لناخذ مثالاً بسيطاً على تركيب الذرة وهو عنصر الهيدروجين، وهو أخف العناصر على الإطلاق، لذلك يحتل المربع الأول في الجدول الدوري وعدده الذري (1) أي أن نواته تحوي بروتون واحد، وتمتاز ذرة الهيدروجين بأنها الوحيدة، من بين ذرات العناصر المعروفة كلها، التي لا بوجد في نواتها نبوترونات، يوجد مقابل البروتون إلكترون واحد يعادله.



المالم الرئيسة للجدول الدوري:

رتبت جميع العناصر في الجدول الدوري حسب تزايد أعدادها الذرية، فالعناصر التي لها نفس رقم المدار الأخير رتبت بشكل صغوف أفقية ودعيت (الدورات).

رقم الدورة = رقم المدار الأخير

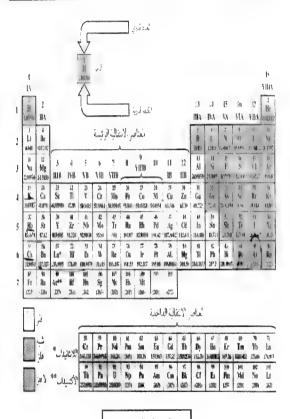
أما العناصر التي لمها نفس العدد من الإلكترونات في المدار الأخير فرتبت بصورة عمودية ودعيت مجموعات (زمر):

رقم الزمرة (المجموعة) = عدد الإلكترونات في المدار الأخير

أ- الدورات:

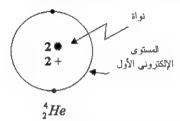
تتوالى العناصر في الدورة الواحدة حسب تدرج أحدادها الذرية، فتبدأ الدورة الأولى بالهيدروجين وتتنهي بالهليوم (عنصر نبيل) وفيه عنصران عدداهما الذريان (١) و (٢) على التوالي، وتتوزع الإلكترونات في ذرتيهما على المدار الأول الذي سعته القصوى إلكترونان.

الدورة الأولى في الجدول الدوري تحوي عنصرين هما الهيدروجين والهليوم، وهي تمثل مستوى الطاقة الذري الأول وهذا المستوى يتسع لإلكترونين لا أكثر، لذلك فهذه الدورة تمثلئ تماماً بعنصري الهيدروجين والهليوم.



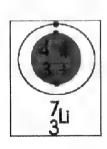
الجدول الدوري

ولنمثل الآن ذرة عنصر الهليوم بالرسم (Hc)، حيث يمثل الرقم (2) العدد الذري، إذن يوجد في نواة ذرة الهليوم (٢) الكترون.



أما الرقم فيمثل (4) العدد الكتلي الذي هو مجموع عدد البروتونات والنيوترونات الموجودة في النواة، إذن عدد النيوترونات في نواة ذرة الهليوم (4 - 2 = 2) أما في مستوى طاقته الأول فيوجد اثنان من الإلكترونات السالبة يعادلان شحنة البروتونين الموجبين الموجودين في النواة، ونذكر أن شحنة الإلكترون المسالبة تعادل شحنة البروتون الموجبة، أما النيوترون فلا يجمل شحنة.

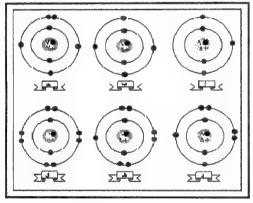
وتبدأ الدورة الثانية بالليثيوم الذي تتوزع فيه الإلكترونات في مدارين رئيسيين وتنتهي بالنيون وهكذا بالنسبة لبقية الدورات، وتبدأ كل دورة ماعدا الدورة الأولى بعنصر يكون في مستوى الطاقة الأخير لذرته إلكترون واحد لذرته ثمانية إلكترونات، وعدد عناصر هذه الدورة هو ثمانية عناصر، ولنمثل الآن برسم بسيط ذرة عنصر الليثيوم لله.



مثل ولونا بالرسم بقية ذرات عناصر الدورة الثانية وهي:

و		7	٦	ب	1
Ne	F	0	N	С	В

سنكتشف أن مستوى الطاقة الذري الثاني قد أمتلاً تماماً بالالكترونات وحدث هذا الامتلاء الكامل في ذرة عنصر النيون، كما سنكتشف إن الدورة الثانية في الجدول الدوري التي تمثل المستوى الثاني قد وصلت إلى سعتها العظمى وهي ثمانية عناصر.



وتتدرج صفات العناصر في الدورة الواحدة بالتغيير من الصفات الفلزية إلى الصفات اللافلزية، فتبدأ الدورة بعنصر فلزي قوي وبالاتجاه إلى يمين الدورة أي بازديساد العسدد السذري نقل الخواص الفلزية تتريجياً لتظهر خواص أشباه الفلزات ومن ثم الخواص الملافلزية وتتنهي بعنصر نبيل.

موسوعة الكيمياء الشاملة

وعند النظر في الجدول الدوري الحديث نجد صفان من العناصر الواقعة خارج الجدول:

- الصف الأول: ويشمل أربعة عشر عنصراً تبدأ بعنصر السيريوم Ce58
 وتنتهي بعنصبر اللوتيتيوم Lu₇₁ ، ومكان هذه العناصر في الدورة السادسية في لد يوجيد متسبع لها في الدورة وتسمى أشباه اللانثانيوم (اللانثانيدات) لأنها تتدرج بعده وتشبهه في صفاته.
- الصف الثاني: ويشمل أيضاً أربعة عشر عنصراً ومكانها في الدورة السابعة وتسمى أشباه الأكتينيوم (الأكتينيدات).

ب - الزمر (المجموعات):

تتشابه عناصر الزمرة الواحدة في أغلب خواصها الكيميائية فالليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم من عناصر المجموعة الأولى التي تعرف بالعناصر القلوية وهيدروكسيداتها قواعد قوية (قلويات) مثل NaOH, KOH.

وتتشابه صفات هذه العناصر الطبيعية وتفاعلاتها ومركباتها إلى حد كبير ولكنها ليست متطابقة تماماً إذ أن هناك بعض الاختلافات بينها وهي اختلافات متدرجة ومنتظمة فمثلاً:

- تملك جميع هذه العناصر خواص فلزية (توصل التيار الكهربائي).
- لها درجات انصهار منخفضة (مقارنة بالغلزات الأخرى) وتتناقص درجات الانصهار هذه تدریجیاً من اللیشوم (۱۸۱ س) إلى السیزیوم (۲۹س).
- جميع هذه العناصر ذات نشاط كيميائي عال فهي تتفاعل بشدة مع الماء والهواء وأنشط هذه العناصر السيزبوم وأقلها نشاطاً الليثيوم.
- لها نفس العدد من الإلكترونات في المدار الأخير، وتختلف خصائص

كل عنصدر فيها عن الأخر باختلاف عدد مستويات الطاقة، وهذا هو سسبب التشمال في أغلب الصفات بين عناصر هذه الزمرة حيث يوجد الكترون ولحد فسي مستوى الطاقة الأخير وثمانية الكترونات (ماعدا الليثيوم) في المستوى قبل الأخير، أي أن ذَريتها جميعها هي واحد.

1 . A . A . Y . K19 1 . A . Y . Na11 1 . Y : Li3

أما السندرج في الصفات كالتزايد التدريجي في النشاط الكيميائي فيعود سبب ذلك إلى زيادة بعد مستوى الطاقة الأخير عن النواة، فالإلكترون الأبعد نكون طاقته أعلى وتسهل زحزحته وإزالته من الذرة.

المجموعــات إذا تأملنا في الجدول الدوري نجد أن كل مجموعة أعطيت رقماً واستخدم في ترقيمها الأرقام اليونانية القديمة وهي:

							_		w '
10	9	8	7	6	5	4	3	2	1
X	IX	VII I	VII	VI	V	IV	ш	II	I

مــع أحد الحرفين الأبجديين A أو B فمثلاً المجموعة التي ينتمي إليها الصوديوم (Na) هي المجموعة IA.

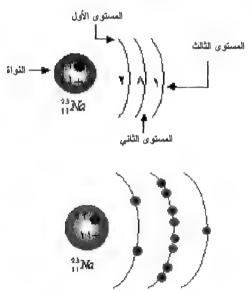
وتقع مجموعات A في الطرفين الأيسر والأيمن للجنول الدوري يفصل بيــنهما تســمى عناصـــر مجموعات B عناصر مجموعات A باسم العناصر الممثلة.

المجموعات المهموعة الثامنة من وسط الجدول الدوري والمجموعة الثامنة منها تجمع ثلاث عناصر متجاورة في كل دورة ,Fe, Co, Ni وتعرف باسم الثلاثيات وتسمى عناصر مجموعات (القلايات وتسمى عناصر مجموعات القلايات وتسم العناصر الانتقالية، وتضم أيضاً عناصر الدورتين السادسة والسابعة، اللتين أفرد لهما مكانا خاصاً أسفل الدورة السابعة في الجدول الدوري.

موسوعة الكيمياء الشاملة

وينتمي عناصر مجموعات B الكثير من العناصر المشهورة والمألوفة لنا ومنها، الفضة، والخارصين، والكروم، والمنغنيز.

وكشيرا مــا نمثل توزيع الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الذريــة بطــرق أبسط من الرسم الكامل وذلك لغرض السرعة، وسنمثل لهذه الطــرق الســريعة متخذيــن ذرة الصوديوم كمثال (Na)، وتتكون من (۱۱) بروتون و (۱) ينوترون و (۱۱) إلكترون.



توزيع الإلكترونات على مستويات الطاقة:

اسم	رقم المستوى
المستو	n
S	1
р	2
d	3
	n
	s p d

·نتدرج مستويات الطاقة من المستوى الأول إلى الثاني فالثالث

المستوى الخارجي للطاقة لا يزيد عدد الكتروناته عن ٨ و لو اتسع لأكثر من ذلك:

امثلة :

الأيون المناسب	ملحظة	عدد الكترونات التكافؤ		توزيع كنترون		الذرة
		J	S	p	d	
Li ⁺		1		1	2	3Li
Mg ⁺²	الذرة تفقد الكترونات	2	2	8	2	₁₂ Mg
Al ⁺³		3	3	8	2	13Al
F		7		7	2	₉ F
O ⁻²	الذرة تكتسب	6		6	2	Og
P-3	للكترونات	5	5	8	2	15P

تصنيف العناصر:

يمكن تصنيف العناصر بناء على صفاتها أو سلوكها أو تركيبها ومكونات ذراتها، ومن هذه التصنيفات التي تساعد على دراسة العناصر:

١ - الفلزات واللافازات وأشياه الفازات :

تشكل الفلزات ما يقارب ٧٠% من العناصر وتظهر في الجهة اليسرى من الجدول، الجدول الدوري، أما اللافلزات فقوجد في أعلى الجهة اليمنى من الجدول، ويقصل بينهما عناصر لها صفات بين الفلزات واللافلزات، وتعرف هذه العناصر بأشباه الفلزات وهي عناصر At, Te, Sb, As, Ge, Si, B.

وتــندرج خــواص الفلــزات وكذلك اللافازات تبعاً لموقعها في الجدول الدوري إذ تقل الخواص الفازية وتزداد الخواص اللافازية تدريجياً بالانتقال إلى يمين الدورة الواحدة أي بازدياد العدد الذري لتظهر خواص أشباه اللافازات ومن شم الخواص اللافازية وتتتهي الدورة بعنصر نبيل، أو بالانتقال من الأسفل إلى الأعلى في الزمرة الواحدة.

٢- العناصر الممثلة والعناصر الانتقالية:

يلاحظ في الجدول الدوري أن هنالك نوعان من الزمر تم تصنيفها على أساس الستوزيع الإلكترونسي الحديث هما B و A وتدعى زمر A العناصر الممثلة، أما زمر B فتدعى العناصر الانتقالية وتختلف صغات عناصر كل من الزمرتين حسب التركيب الإلكتروني لكل عنصر.

٣-العناصر المشعة والعناصر غير المشعة

من بين العناصر المعروفة والمدرجة في الجدول الدوري هناك ثمانية وعشرون عنصراً مشعاً بالإضافة إلى الكثير من نظائر العناصر الأخرى المشعة أيضاً، وقد تم اكتشاف بعض هذه العناصر والنظائر في مكونات الكرة الأرضية وبعضها الآخر تم تحضيرها صناعياً من عناصر أخرى.

ولهمذه العناصر المشعة ونظائرها أهمية خاصة في حياة الإنسان ولها علاقمة مهمة بمكونات الكون والطاقة، لذلك سنقوم بدراستها وتعريف بعض هذه العناصر وخواصها بشكل مفصل في الفصل التالي.

البناء الإلكتروني والجدول الدوري:

- ١ تـ تألف الذرة من نواة في الوسط يحيط بها عدد من الأعلفة (الرئيسية)،
 ويرمــز لكــل غـــلاف رئيســي بالرمز (n) أقرب إلى النواة ثم الغلاف الرئيسي الثاني (L) ثم الذالث (N) ثم الربع (N) وهكذا....
- ٧- يستكون كسل غلاف رئيسي من أغلفة ثانوية، وأن عدد الأغلفة الثانوية
 الموجسودة فسي أو ضمامن الغلاف الرئيسي الواحد يساوي رقم الغلاف الرئيسي.
- الفلاف الرئيسي الأول يتكون من غلاف ثانوي واحد فقط يرمز له (S).
 الغلاف الرئيسي الثاني يتكون من غلافين هما (S), (P).
 - الغلاف الرئيسي الثالث يتكون من ٣ أغلفة ثانوية (S)، (P). (d).
- الغلاف الرئيسي الرابع يتكون من ٤ أغلغة ثانوية (P)، (S) ، (P).
- ٣- يكتب رقم الفلاف الرئيسي إلى يسار رمز الفلاف الثانوي مثل الفلاف الرئيسي الأول (1S) والفلاف الرئيسي الثاني 2S 2P والرئيسي الثالث 3S 3P 3d
- ٤- يستوعب كل غلاف ثانوي عدداً من الإلكترونات، فالغلاف (S) يستوعب
 إلكترون أو إلكترونين.
 - الغلاف (P) يستوعب من (۱-۱) إلكترون.
 - الغلاف (d) يستوعب من (۱۰-۱) إلكترون.
 - الغلاف (f) يستوعب من (۱-۱) إلكترون.
- ه مسـتويات الطاقة / يكون للإلكترون طاقة محددة في كل غلاف تبعاً
 لبعد الغلاف عن النواة فكلما كانت طاقة الإلكترون أكثر كان أبعد عن
 النواة.

1S	$2S^2$	$2P^6$	3S ²	$3P^6$	
أقل طاقة		طاقة الإلكترون	ازدیاد	أكثر طاقة	

إن سبب حصول تداخل بين الأغلفة الثانوية التي تعود لأغلفة رئيسية مختلفة هو كلما ازداد تمام الغلاف الرئيسي ازدادت طاقة الإلكترونات الموجودة فيه وقلت المسافة بين غلاف رئيسي وآخر لذلك يحصل تداخل بين الأغلفة الثانوية.

ومسئال ذلك: لا يأتي الغلاف الثانوي (3d) بعد الغلاف الثانوي (3P) مباشرة.

وسبب ذلك لأنه عدما يكون 3d فارغاً أو غير ممثلئ بالإلكترونات فإن المغلف الثانوي (4S) يتداخل بين (3b)، ولكن بعد الانتهاء من ملئ (3d) بالإلكترونات تتخفض طاقته ليحثل مستوى تحت الغلاف الثانوي (4S) أي يأتي (3b) بعد (3P).

البنية الإلكترونية:

تصنوي الأغلفة الثانية على الأوربيتالات، والأوربيتال: هو عبارة عن حيزمسن الفراغ خارج النواة يقضي فيه الإلكترون معظم وقته (أو الكترونان) ويمكن تمثيل الأوربيتال بمربع أو دائرة.

ملاحظة:

(لا علاقة للشكلين بالشكل الحقيقي للأوربيتال) حيث :

- يحتوي الغلاف الثانوي (S) على أوربيتال واحد.
- يحتوي الغلاف الثانوي (P) على ٣ أوربياالات.
- يحتوي الغلاف الثانوي (d) على ٥ أوربيتالات.
- يحتوي الغلاف الثانوي (f) على ٧ أوربتالات.

كيفية ملئ الأغلفة بالإلكترونات:

١- تملأ الأغلفة الرئيسية ابتداءاً من أقلها طاقة (الغلاف الأول).

٣ - ضـمن الغـلف الرئيسي الواحد تماذ الأغلفة الثانوية ابتداءاً من S ثم P
 ش a.

٣- في حالية الأغلفة الثانوية التي تحتوي على أكثر من أوربيتال واحد تنخل الإلكسترونات بصورة منفردة وعندما تمثل الأوربيتالات بالإلكترونات المنفردة المستفردة تنخسل الإلك ترونات الأخرى مزدوجة مع الإلكترونات المنفردة وهكذا....

1 1 1

مثال:

لــتوزيع الإلكترونات في الفلاف الثانوي 4P بالشكل التالي حيث تدخل الإلكـــترونات بشــكل منفرد في الأوربيتالات أما الإلكترون الرابع فيزدوج مع الإلكترون الأول.

1 1 1

المشار للإلكترون الأول للأوربيتال بسهم قصير متجه للأعلى أو للأسفل وعند
 وجود إلكترونين في أوربيتال فيشار للإلكترونين بسهمين متعاكسين.



سؤال: ما سبب ما يأتي؟

١ -عدم تنافر الإلكترونين الموجودين في نفس الأوربيتال ؟

وذلك التغلب علمى التنافر بين شحنتي الإلكترونين ضمن الأوربيتال الواحد حيث يتعاكس اتجاه دوران كل منهما حول محوره مع الآخر مولداً بذلك

موسوعة الكيمياء الشاملة

مجال مغناطيسي بعكس اتجاه المجال المغناطيسي للإلكترون الآخر فيتجانب معه مغناطيسياً.

٢- امتلاء الغلاف الثانوي 3P بالإلكترونات بعد امتلاء الغلاف 3S؟

لأن مستوى الطاقة 3S أقسل مسن 3P حيث تملأ الأغلفة الثانوية بالالكترونات أو لا بأقلها طاقة.

٣- تتوزع الإلكترونات بشكل منفرد على الأوربيتالات؟

وذلك تجنباً للتنافر الكهربائي بين شحناتها.

كيفية كتابة البنية الإلكترونية للذرة:

لكـــتابة البناء الإلكتروني لأي ذرة يجب معرفة العدد الذري للذرة حيث العدد الذري = عدد الإلكترونات في أغلفة الذرة المتعادلة كهربائياً.

ويكتب العدد الذري إلى أسفل يسار رمز العنصر. مثل 11Na، 0، 11Na.

تسلسل مستويات الطاقة لأوربيتالات الأغلفة المختلفة:

تتسلسل مستويات الطاقة بالشكل التالي:

1S 2S 2P 3S 3P 4S 3d 4P 5S 4d 5P 6S 4f 5d 6P 7S

ملاحظات مهمة:

في حالة امتلاء d بــ ١٠ إلكترونات تتخفض طاقته ليحتل مستوى طاقة تحت 4S ويصبح الترتيب:

 $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $3P^6$ $3d^{10}$ $4S^2$ $4P^5$ فياق كمان d غير مشبع ممثلئ بالإلكترونات فيبقى الترتيب الإلكتروني وفق القاعدة بدون تغيير.

كيف تحدد الغلاف الخارجي:

إن الذي يحدد الغلاف الخارجي للذرة هو الغلاف الرئيسي وليس الغلاف الثانوي.

أمثلة

 $3S^1$ الغلاف الخارجي هو $_{11}Na$ $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^1$ $2S^2$ $2P^4$ الغلاف الخارجي هو $_8O$ $1S^2$ $2S^2$ $2P^4$

ترتيب لويس:

يشير هذا الترتيب إلى إلكترونات للغلاف الخارجي في مستوى الطاقة S ، P فقط، ويكتب رمز العنصر الكيميائي محاطاً بنقاط تمثل كل نقطة إلكترون واحد وكل نقطتين مزدوج إلكتروني حيث يستوعب هذا الترتيب (^) إلكترونات في كل جهة من الرمز إلكترونين، حيث أن (^) إلكترونات هي مجموع إلكترونات كي P ، توزع بشكل انفرادي ثم تزدوج الإلكترونات المنفردة كما في الأوربيتالات. يحتوي الجدول الدوري على ثمانية زمر (مجموعات) وسبع دورات.

الزمرة الثامنة (الأخيرة):

تعطي الرقم صفر (الزمرة صفر) وهي زمرة الفازات النبيلة. ns² np6 عطري النبيلة مورة الفازات النبيلة.

الزمرة السابعة (زمرة الهالوجينات):

وتشــنمل على عناصر 7 با 7 با 7 ومديغة غلافها الخارجي 7 7 بالمار مان 7 وتشــنمل على عناصر 7

أقسام الجدول الدوري :

الجسرع الأولى: أقصسى يسسار الجدول الدوري ويشمل جميع عناصر الزمرتيسن (١٠٢) لكافة الدورات، عدا الهليوم 2He الذي يوضع في أقصى يمين الجدول مع عناصر الزمرة الثامنة (صفر).

البنية الإلكترونية الخارجية لعناصر الزمرة الأولى هي ns¹ كميث n رقم الدورة. البنية الإلكترونية الخارجية لعناصر الزمرة الثانية هي ns² }

موسوعة الكيمياء الشاملة

إن الاختلاف بين عنصر وآخر في نفس الزمرة هو فقط في عدد الأغلفة الرئيسية الداخلية المشيعة بالإلكترونات –مثال – عناصر الزمرة الأولى.

1 SI HI IS1

دورة ٢ كا 3Li 1s2 2s1

Na ₁s² ₂s² ₂p⁶ ₃s¹ دورة ۳ دورة

دورة ؛ 19K 18² 28² 2p⁶ 38² 3p⁶ 48¹

ه دورة ه $_{37}Rb$ $_{1}s^{2}$ $_{2}s^{2}$ $_{2}p^{6}$ $_{3}s^{2}$ $_{3}p^{6}$ $_{3}d^{10}$ $_{4}s^{2}$ $_{4}p^{6}$ $_{5}s^{1}$

الجزء الثاني: (أقصى يمين الجدول الدوري ويشتمل على جميع العناصر المجموعات)) (7، 3، 7، 7، 8)، البنية الإلكترونية الخارجية والتي يملئ فيها الغلاف الثانوي P بـ (1-7) إلكترون.

 $m ns^2 \ np^3$ (ه) الزمرة (م) $m ns^2 \ np^2$ (غ) الزمرة (م) $m ns^2 \ np^1$ (۲) الزمرة (ما $m ns^2 \ np^6$ الزمرة (۲) $m ns^2 \ np^4$ (۱) الزمرة (۲) $m ns^2 \ np^4$

تدعي جميع عناصر الجزئين الأول والثاني من الجدول الدوري بالعناصر الممثلة (أي عناصر الزمر الثمانية)، وسميت بهذا الاسم لأن الإلكترون المضاف عند الانتقال من عنصر إلى الذي يليه يدخل ضمن الأوربيتالات S, p

الجــــرّع الثالبـــث: ويشــــتمل على العناصر الانتقالية (نقع وسط الجدول الدوري بين الجزئين الأول والثاني) من العناصر الممثلة.

- وتشمتمل علمى ئمالات دورات انتقالية، في كل دورة انتقالية (١٠)
 عناصر.
 - ودورة رابعة تشتمل على ثلاثة عناصر (دورة غير مكتملة).
 - البنية الإلكترونية الخارجية لها من نوع ns (n-1) d



فالدورة الانتقالية الأولى تقع في الدورة الرابعة من الجدول الدوري 3d ع 3 م والدورة الانتقالية الثانية تقع في الدورة الخامسة من الجدول الدوري 4d م 5 م والدورة الانتقالية الثالثة تقع في الدورة السادسة من الجدول الدوري 6S م 6S ويكون الغلاف الرئيس الخارجي (S. d) غير ممتثبن بالالكتر ونات، أو

ويكون الغلاف الرئيس الخارجي (s, d) غير ممتلئين بالإلكترونات، أي يوجد إلكترون واحد أو الكترونين في الغلاف وعدد من الإلكترونات يتراوح بين (١٠١٠ في d).

 ١- إن عملية إضافة الإلكترونات إلى d لا تتم بصورة منتظمة، وحدم الانتظام هذا لبعض العناصر الانتقالية هو لنتقال إلكترون من (S) إلى (b).

 m^{2} من m^{2} m^{2} m^{2} m^{2} m^{2} m^{2} m^{2} مشبع لاحستوائه على خمسة إلكترونات موزعة على خمسة أوربيتالات وبذلك يكون أكثر استقراراً.

 d^{10} مشبع ns^{1} (n-1) d^{9} مشبع ns^{2} (n-1) d^{9} مشبع ns^{2} (n-1) مشبع ویکون بذلک آکثر استقراراً.

الجزء الرابع: ويشتمل على :

1- عناصر اللانثينات - والتي يملأ فيها الغلاف الثانوي 4f

٢ عناصــر الاكتينات - والتي يماذ فيها الغلاف الثانوي 5f ويقع في كل
 منهما ١٤ عنصر.

جهد التأين:

هو أقل طاقة لازمة لانتزاع إلكترون من الذرة في الحالة العازية.

$$Na^{+}_{(g)} + e^{-}$$
 \longrightarrow $Na_{(g)}$

ملاحظة:

هناك حالة استثناء عن القاعدة لجهد التأين (فقط) عندما يكون للذرة

وهـناك حالة استثناء أخرى لجهد التأين (عكس القاعدة) جهد تأين درة عنصر في الزمرة الثانية أعلى من ذرة تقع في الزمرة الثالثة.

مثال :

العنصران يقعان في نفس الدورة حسب القاعدة $_{13}A1$ أكبر من جهد تأين $_{12}Mg$ لكن هذا التوقع غير صحيح حيث $_{12}Mg$ > جهد تأين $_{13}A1$ بسبب البنية الإكترونـــية $_{13}Mg$ حيث يمتلك غلاف خارجي مشبع $_{13}S^2$ (مستقر) وهذا يتطلب طاقة انتزاع أكبر للإلكترون الخارجي (أي جهد تأين أعلى)، في حين يمتلك $_{13}Mg$ الكترون واحد في غلافه $_{13}Mg$ سهل انتزاعه بجهد تأين أقل.

الألفة الإلكترونية:

قابلية ذرة عنصر لجنب الإلكترون من مصدر خارجي ويعبر عنها بدلالــة الطاقــة المتحررة عند اتحاد ذرة غازية متعادلة في أدنى حالات الطاقة بالالكترون معطية الأون السالب الأحادي في أدنى طاقة.

طاقة متمررة+ (g) + 6 -> F(g) طاقة متمررة

- في الدورة: نزداد الألفة الإلكترونية بزيادة العدد الذري.
 - في الزمرة: تقل الألفة الإلكترونية بزيادة العدد الذري.

الكهروسلبية:

هي ميل الذرة الموجودة في جزيئة على جنب الإلكترونات نحوها.

- الدورة: تزداد الكهروسلبية بزيادة العدد الذري.
 - الزمرة: تقل الكهروسلبية بزيادة العدد الذري.

ملاحظة:

يكون الفلور (F) أكثر العناصر كهروسلبية بين عناصر الجدول

الدوري. عناصر الزمرة (صفر) الغازات النبيلة وسلبيتها صفر.

الخواص الفلزية واللافلزية:

الدورة / تقل الخواص الفازية بازدياد العدد الذري.

الزمرة / تزداد الخواص الفازية بازدياد العدد الذري.

١- جميع عناصر الزمرتين (١، ٢) فلزات.

٧- جميع الزمرتين (٧، صفر) لا فلزات.

٣- بقية الزمر تتباين خواصها، الزمرة (٥) النتروجين (القلز)، الزرنيخ
 (شبه قلز)، البزموث (قلز).

٤- فـــي الدورات، الدورة الأولى (الهيدروجين والهليوم) لا فلزات. الدورات الأخرى (٢، ٣، ٤، ٥) تتدرج خواصعها من الفلزية إلى اللافلزية. الدورة (٦) جميع عناصرها فلزية عدا العنصرين الأخيرين (استاتين At، رادون Rn) فهمـــا مـــن العناصـــر اللافلزية. والدورة السابعة - جميعها فلزات

أعداد التأكسد:

الزمرة الأولى: عدد تأكسدها (+١).

الزمرة الثانية: عدد تأكسدها (+٢).

بقية الزمر: لها أعداد تأكسدية مختلفة باختلاف مركباتها مثل الزمرة الخامسة. فالنثر وجين (N) نتر اوح أعداد تأكسده بين (-7) وإلى (+0).

: عناصر الزمرة (٢) هي (٢٠) مثل الأوكسجين.

(عناصر انتقالية وعناصر الانتنبنات والأكتبنات).

 F^{-1} , CI^{-1} , Br^{-1} , I^{-1} مثل (۱–) عدد تأكسدها (۷) عدد تأكسدها

: الزمرة (صفر) عدد تأكسدها (صفر) Xe .Kr .Ar .Ne .Hr

ملاحظة:

١- إعداد تأكسد العناصير الحرة = صفر.

موسوعة الكيمياء الشاملة

٢- مجموع أعداد تأكسد عناصر المركب المتعادل = صفر.

مثال :

هواص عناصر الزمرة السبيعة	خوافس خفصر الزمرة الثانية
١- عناصر لا فازية	١ - عناصر فلزية
٢- تميل لاكتساب إلكترون واحد مكونة	٧ - تمسيل لفقدان الكترونين مكونة أيون
أبون سالب أحادي الشحنة	موجب ثناني الشحنة
$X + e \longrightarrow X^{-1}$	$M \longrightarrow M^{+2} + 2e$
٣- تتحد مع القلزات مكونة هاليدات	٣- تستفاعل مع الهالوجيستات مكونة
2Na + Cl₂ → 2NaCl	الهاليدات
	Ca + Cl ₂ CaCl ₂
٤- تستفاعل مع حامض الهيدروكبريتيك	٤ - تــتفاعل مــع الأوكســجين مكونــة
مكونة حامض هالوجيني	الأكاسيد
$H_2S + Br_2 \longrightarrow 2HBr + S$	$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$
	٥- تستفاعل مع الحوامض المخففة غير
	المؤكسدة محررة H ₂
	$Ba + 2HCl \longrightarrow BaCl_2 + H_2$

أسئلة

س ١: علل ما يأتي:

١-يقل الحجم الذري باز دياد العدد الذري ؟

٧- يزداد الحجم الذري بزيادة العدد الذري ؟

٣- يزداد بزيادة العدد الذري لعناصر الدورة الواحدة.

٤- يقل جهد التأين بزيادة العدد الذري.

ه- جهد تأین ذرة النتروجین Nr أكبر من جهد تأین ذرة الأوكسجین O g ?

7- F > (ألفة الكترونية) 7N.

٧- الألفة الإلكترونية 08 > 168.

: ۲/34

ما العناصر الممثلة ؟

۳,

مـــا الفرق بين الغلاف الثانوي والأوربيتال ؟ وما هو عدد الأوربيتالات عندما يكون n = 2 ؟

أجوبة

:15

- ١- أن زيسادة العدد الذري يعني زيادة عدد الشحنات الموجبة (البروتونات) للــنواة، وزيادة الشحنات السالبة (الإلكترونات) مما يودي إلى زيادة قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية، أي يصبح الغلاف الخارجي أقرب إلى النواة فيقل نصف القطر وبالتالي يقل الحجم.
- ٣- بسبب زيادة عدد الأغلفة الإلكترونية حيث يصبح الفلاف الخارجي في
 موقع أبعد عن الذواة فيزداد نصف القطر أي يزداد الحجم الذري.
- ٣- يعـود ذلك إلى نقصان الحجم الذري أو نصف القطر بزيادة العدد الذري وزيسادة قوة جذب النواة الإكترونات الغلاف الخارجي، لذلك فإن الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من الغلاف الخارجي تكون أكبر، أي جهد تأين أعلى.
- ع- بزيادة العدد الذري لعناصر الزمرة الولحدة تزداد عدد الأغلفة الإلكترونية وهذا يعني ابتعاد الإلكترونات الخارجية عن تأثيره (قوة) جنب النواة لها، وبذلك تقل الطاقة اللازمة لانتزاع الكترون من الغلاف الخارجي أي يقل جهد التأين.
- o يقسع العنصران في نفس الدورة (الثانية) حيث يزداد جهد التأين بزيادة العدد الذي أي أن N < 80, لكن هذا التوقع غير صحيح بسبب البنية الإلكترونسية لذرة النتروجين تحتوي على المغلف الثانوي p_2 وبه ثلاث المحترونات أي أنسه نصف مشبع (وهي حالة أكثر استقراراً) مما يتطلب ذلك طاقة انتزاع أكبر للإلكترون الخارجي أي جهد تأين أعلى. في حين أن الأوكسجين يصتوي على أربعة إلكترونات في الغلاف p حيث

٣- لأن الطاقــة المتحررة نتيجة اتحاد ذرة فلور مع الكترون تكون أكبر مما
 لو اتحدت ذرة نتروجين مع الكترون.

٧- العنصران يقعان في نفس الزمرة حيث تقل الألفة بزيادة العدد الذري.

ج ۲:

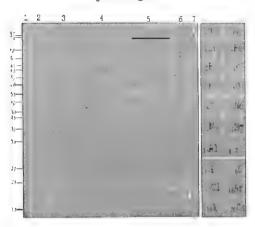
جمسيع عناصسر الجزئيسن الأول الزمرة (١،٢) والجزء الثاني (الزمر ms^1 الزمرة (صفر)) من الجدول الدوري، ذات الترتيب الإلكتروني ms^2 ms^2 للزمرتين ms^2 ms^2 مغناصر الجزء الثاني.

ج٣:

الأوربيــتال هو حيز من الفراغ يقضى فيه الكترون أو الكترونين معظم وقــته أو وقــتهما، أمــا الغلاف الثانوي فهو مجموعة من الأوربيتالات عددها مخــتلف بيــن غلاف ثانوي وآخر فالغلاف S أوربيتال واحد، P (۳) d (۳) ().

عدد الأوربيتالات عندما يكون n = 2 فهو (٤) أوربيتالات حيث الغلاف الرئيسي الثاني يحتوي على غلافين ثانويين فقط P.S (۲+۱) = 2.

التوزيع الإلكتروني



وقــد تــم مؤخراً اكتشاف عنصرين جديدين أضيفا إلى الجدول الدوري

هما:

١ -- وومانيوم.

٢-ماتيوم.

ويمتاز كل منهما بالخصائص التالية :

١ - وومانيوم:

الخصائص الفيزيائية:

- ناعم بشكل عام.
- له أكثر من شكل ولون.



- يغلى لأي سبب.
- يمكن أن يتجمد في أي وقت.

الخصائص الكيميائية:

- نشيط جداً.
- وغير مستقر.
- يميل بشدة للارتباط مع الذهب والفضة والبلاتين والأحجار الكريمة.
 - يصبح عنيفاً إذا ترك لوحده.
 - يفقد نعومته ويتجعد إذا ترك لفترة طويلة.

الاستخدامات:

له أهمية بالغة في إنتاج عنصر التشيلدريوم (Ch)، ولا يعرف له استخدامات أخرى.

تحذير:

قابليت للانفجار عالية، ويعتبر عاملاً مساعداً في تدمير الصحة، وإذا تعاطاه شخص ما بطريق الخطأ فإنه يؤدي إلى نوبات من الغضب وتغيرات مفاجئة في ضغط الدم، ويمكن أن يؤدي أحياناً للجلطة.

٢- مانيوم:

الخصائص الفيزيائية:

- صلب في درجة حرارة الغرفة.
 - يمكن أن يغير شكله بسهولة.
- لا يمكن أن يوجد بصورة نقية.
 - يصدأ بسهولة.

 العينات القديمة منه لا توصل الكهرباء والحرارة بسهولة كما توصل العينات الحديثة.

الخصائص الكيميائية:

يمسيل للارتباط مع عنصر(Mo) في أي فرصة سانحة، يكون روابط قوية مع نفسه.

الاستخدامات:

يعتبر مصدراً مهماً للدخل القومي.

تحذير:

يــنفجر بســهولة إذا تم مزجه لمدة طويلة مع كميات كبيرة من عنصر (Ch)، ولا يمنعه ارتباطه مع إحدى ذرات (Wo) من الارتباط مع ذرة أخرى من ذرات العنصر (\overline{vo})، صادف وجودها بقربه.

تفاعلاته:

يمكن أن ترتبط ذرة واحدة من ذرات العنصر (Ma) مع أربع ذرات من العنصر (Wo) كحد أقصى، وينتج من تفاعلهما عدد كبير وغير محدد من ذرات العنصر (Ch)، ويمكن تمثيل التفاعل على النحو التالي:



المحاليل

المحاليل:

تحيط بنا الكثير من المواد التي نستخدمها كالهواء والحليب وغيرها الكثير، وهي مخاليط يتكون كل منها من مادتين أو أكثر، والمحاليل هي عبارة عن خليط متجانس لمادتين أو أكثر يتعذر فيه التمييز بين الدقائق الممتزجة، وتعتبر المادة الأكبر كمية هي (المذيب) والأقل كمية هي (المذاب) مثل السكر (مذاب) في الماء (مذيب).

المادة النقية والمخلوط:

المادة النقية تركيب ثابت وصفات محددة، سواء أكانت تلك الصفات طبيعية كاللون، والصلابة، والكثافة ودرجة الانصهار ودرجة الغليان أم كانت صفات كيميائية تصف تغير المادة وتفاعلاتها، وتمكن هذه الصفات من تمييز المادة من غيرها من المواد، والمادة النقية إما أن تكون عنصراً أو مركباً، أما المادة غير النقية فتتكون من عدد من المواد النقية الممزوجة مع بعضها بعضاً بشكل منتظم أو غير منتظم، وتسمى المخلوط، وكل مادة من المواد الممزوجة في المخلوط تحتفظ بصفائها الأصلية.

إن معظم المواد المحيطة بنا والتي نستخدمها، كالهواء والحليب وماء البحر والتربة والصخور وغيرها ما هي إلا مخاليط، ويمكن تمييز مكونات بعض هذه المخاليط بينما يصعب تمييز مكونات بعض المخاليط الأخرى، فعند النظر إلى مخلوط مكون من كبريتات النحاس (II) والماء، نجد صعوبة في تمييز دقائق كبريتات النحاس (II) من دقائق الماء، ونلاحظ أن شدة اللون الأزرق تكون متشابهة في جميع أجزاء المخلوط، ويسمى هذا المخلوط وأمثاله مخلوطاً

متجانساً، ويسمى المخلوط المتجانس محلو لا.

كما يمكن تمييز مكونات الصخر بملاحظة اختلاف اللون وحجم الدقائق وتباين توزيعها من جزء لآخر من الصخر، ومثل هذه المخاليط تسمى مخاليط غير متجانسة. فالمحاليل هي مخاليط متجانسة التركيب والخواص، تتكون من مذاب ومذيب.

المحلول الحقيقي:

هو محلول شغاف لا تسبب فيه دقائق المذاب تثمنت الضعوء الساقط عليه، حيث تتوزع فيه دقائق المذاب (جزيئة أو أيون) توزيعاً متجانساً في أنحاء المذيب.

مميزات المحلول الحقيقى:

- ١ شفاف يخترقه الضوء بسهولة.
- ٣- دقائق المذاب فيه تكون صغيرة الحجم جداً (أقل من ١٠ انكستروم).
- ٣- لا يتخلف منه شيء عند النرشيح أو النركيد، حيث يمر الهذاب والمذيب خلال ورقة النرشيح والمرشح الدقيق بسهولة، ولا يمكن فصلهما بالنرشيح، كما أنها لا نترسب بالنركيد بتأثير وزنها.
 - ٤- دقائق المذاب قدر تها عالية على الانتشار.
 - ٥- لا ترى بالعين المجردة ولا حتى بالمجهر الدقيق مثل ملح الطعام.

ذوبان المواد في الماء:

من المعلوم أن الماء مذيب لكثير من المواد، فهو يذيب بلورات السكر وملح الطعام، كما أن له القدرة على إذابة بعض الغازات كالأوكسجين.

إن ذوبان مادة صلبة في الماء يفسر في ضوء قوى التجانب الكهربائي الموجودة بين أبونات أو جزيئات و ذرات المادة الصلبة والماء.

يذوب كلوريد الصوديوم في الماء مكوناً عند ملامسة بلورة السكر لجزينات الماء أيونات الكلوريد (السالبة الشحنة) فأن جزيئات السكر التي على سطح وأبونات الصوديوم موجية الشحنة، حيث البلورة سوف تنجنب إلى جزينات الماء يحصل تجاذب كهربائي عند الذويان ببن ونتيجة لهذا التجاذب سوف تنفصل جزيئات الماء وكل من أيونات الكلوريد جزيئات السكر عن بلورة السكر وتنحل Cl وأبونات الصوديوم *Na الموجودة في الماء ذائبة فيه حيث تحاط كل جزيئة على سطح البلورة مما يؤدي إلى قصل سكر بعد من جزينات الماء مكونة ما هذه الأبونات عن يعضها من البلورة بشبه غلافاً بحيط بحابلة السكر. وإحاطة كل منها بعد من جزينات الماء.

فإذا كان أحد مكونات المحلول مادة سائلة، والمكون الآخر مادة صلية أو غازية، فالمادة السائلة تعتبر عادة هي المذيب، وتعتبر المادة الأخرى المذاب ففي محلول السكر الماء يعتبر الماء مذيباً والسكر مذاباً، وعند ذوبان سائل في سائل آخر، فالسائل الذي يوجد بنسبة أكبر في المحاول يعتبر المذيب.

فمسئلًا: عـند إذابــة ١٠ غم من الإيثانول في ١٠٠ غم ماء، يكون الماء مذيباً والإيـــثانول مذاباً، ويمكننا الحصول على تسعة أنواع من المحاليل باستخدام أي حالتين من حالات المادة كمذاب ومذيب، كما في الجدول التالي:

أراج أمثة	إحتة المديث	المالة المداب	حالة المطول
ثاني أكسيد الكربون في الماء	سائل	غاز	سائل
الأسيتون في الماء	مىائل	سائل	
ملح الطعام في الماء	سائل	صئب	
الهيدروجين في البلاتين	صلب	غاز	صلب
الزنبق في الفضة	صلب	سائل	
السبانك كالبروتز، والكروم	صلب	صثب	
الهواء الجوي	غاز	غاز	غاز
قطرات بشار الماء في الهواء	غاز	سائل	
دقائق الغيار في الهواء	غاز	صلب	

وينبين من الجدول سابقاً أن المحاليل يمكن أن توجد في الحالة السائلة أو الصلبة أو الغازية.

أنواع المحاليل:

١ – المحاليل السائلة:

- تتضمن محاليل اليود.
- صلبة في سائل مثل السكر في الماء،
- غاز في سائل مثل الكحول في الماء.
 - ٢- المحاليل الفازية:

الغازات في الغازات مثل مكونات الهواء (غاز في غاز).

٣- المحاليل الصلية:

هي مسواد صلية مذابعة في مواد صلية كالسبائك ومسكوكات النقود المعدنية.

قابلية الذوبان:

هي تركيز المادة المذابة في محلول مشبع بدرجة ٥٠م.

١- عملية الذوبان

عـندما يتكون المحلول فإن دقائق مادة (المذاب) تنتشر بشكل منتظم بين دقائق مادة (المذيب)، وهذا الانتشار يعتمد على إمكانية حدوث تجانب بين دقائق (جزيــــات أو أيونات) المذاب ودقائق المذيب، ففي المركب الأيوني NaCl مثلاً توجـد قــوى تجاذب متبادلة بين أيونات *Na وأيونات *Tافي الشبكة البلورية، وعـند وضع بلورات NaCl في الماء يحدث الذوبان حيث تفصل الأيونات عن بعضمها البعض إذ أن جزيئات الماء القطبية تهاجم البلورة، فتتجه ذرة الأركسجين ذات الشــحنة الجزئية المسائبة نصـو الأيونات *NaCl بينما تتجه ذرات الهيدروجين ذات الشحنة الجزئية الموجبة في جزيئة الماء نحو الأيونات

CI ، وتنتج من ذلك قوة تجاذب بين جزيئات الماء القطبية والأيونات فتتغلب على على قدوة التجاذب بين الأيونات في البلورة، وتتفصل الأيونات تبعاً لذلك عن البلورة لتحيط نفسها بجزيئات الماء.

وبشكل عام، تذوب الأملاح الأيونية الصلبة في المذيبات القطبية فمثلاً: يذوب يوديد البوتاسيوم KL (وهو مركب أيوني) في الماء (وهو مذيب قطبي)، بنما لا يذوب يوديد البوتاسيوم في رابع كلوريد الكربون CCI₄ (وهو مذيب غير قطبي)، ولكن الذوبان الايونية، إذ أن قطبي)، ولكن الذوبان لا ينحصر في الماء على المركبات الأيونية، إذ أن السكروز C₁₂H₂₂O₁₁ يذوب أيضاً في الماء، بالرغم من أن الأواصر بين ذرات السكروز مي أواصر مشتركة، وسبب ذلك يعود إلى الحقواء تركيب كل من المذاب وهو الممكروز، والمذيب وهو الماء على مجموعات هيدروجينية بين مجموعات هيدروجينية بين جزيئات كل منهما، مما يعمل على تفكيك بلورة السكروز وتداخلها بين جزيئات الماء.

٧- المحاليل المشبعة والمحاليل غير المشبعة:

عــند إذابــة ١٠غــم من السكر في ١٠٠غم من الماء في درجة حرارة الغــرفة، فبإمكاننا أن نزيد كتلة العمكر الذائبة بإضافة كتلة أخرى من السكر مع التحريك وهكذا، والمحلول الذي يمكنه إذابة مزيد من المذاب يسمى محلولاً غير مشبع.

المحلول غير المشبع (تحت الإشباع):

هـو المحلـول الذي يستوعب كميات إضافية من المذاب. وعند إضافة المزيد من السكر إلى المحلول، فسنصل إلى حد لا نستطيع معه زيادة كثلة السكر المسذاب مهما حركنا المحلول عند درجة حرارة ثابتة، وعندها تثبت كثلة السكر الذائبة في المحلول، وتثبت أيضاً كثلة السكر المترسبة (غير الذائبة).

ويسمى هذا المحلول محلولاً مشبعاً.

المحلول المشبع:

هــو المحلــول الــذي لا يستوعب أي كمية إضافية من المذاب، أو هو المحلول الذي يستوعب فيه المذيب حداً معيناً من المذاب، حيث الزيادة المضافة من المذاب تبقى غير ذائبة في المحلول.

وإذا تابعنا جزيبات من السكر فمن الممكن أن نجدها على سطح البلورة وفي المحلول، وبعد مدة قد نجدها مدفونة داخل البلورة، لينتقل منها إلى المحلول، و هكذا.

وذلك يعني أن عملية الذوبان في المحلول المشبع تكون مستعرة، فكلما ذابت كتلة من المذاب الزائد، ترسبت كتلة مساوية لها من المذاب في المحلول، أي أن سرعة الذوبان في المحلول المشبع تكون مساوية لمسرعة الترسيب، ولذلك تبقى كتلة السكر الذائبة في كتلة معينة من الماء ثابتة.

المحلول فوق الإشباع:

هو المحلول الذي لا تتفصل فيه بلورات المادة المذابة بالرغم من تجاوزه حد الإشباع، مثل الدبس، وينتج المحلول فوق المشبع من تبريد المحلول المشبع حيث تقل قابلية ذوبان (المذاب)، بحيث لا تتفصل بلوراته بالرغم من تجاوزه حد الإشباع.

وهذا الوضع في المحلول المشبع بمثل حالة انزان دينامي، ولا يعني شبات مكونسات المحلول توقف عمليتي الذوبان والترسيب، وإنما يعني تساوي سرعتيهما، ويمكن تمثيل حالة الانزان على النحو الآتي:

مذاب (في المحلول) حداب (صلب)

وتسمى كمئلة المذاب اللازمة لتكوين محلول مشبع في كتلة معينة من المذيب في درجة حرارة معينة بقابلية الذوبان عند تلك الدرجة.

٣ - محاليل المواد الصلبة في السوائل:

إن تركيز محلول المادة الصلبة في الماء عند درجة حرارة معينة يعتبر من الخصائص المهمة للمحلول.

وتعرف قابلية ذوبان المادة في الماء عند درجة حرارة معينة بأنها كتلة من المادة الصلبة التي يمكن أن تذوب في (١٠٠ غم) من الماء عند نلك الدرجة. العوامل المؤثرة في قابلية الذوبان:

١ - طبيعة المذاب،

٧-طبيعة المذيب.

٣-در جة الحرارة.

٤- الضغط.

١ - طبيعة المذاب:

تختلف قابلية الذوبان في الماء باختلاف طبيعة المذاب، فقابلية ذوبان كل من نترات الفضة ونترات الأمونيوم في الماء مثلاً عالية وهذا يعتمد على حجم دقائق المداب حيث يؤثر في قابلية ذوبانه، فكلما كان المذاب (المادة الصلبة) بشكل مسحوق زادت سرعة ذوبانها نتيجة لزيادة مساحة السطح المتعرض لفعل المذبب.

وهمناك مركبات أخرى قليلة الذوبان، وبذلك نتوقع أن تكون قوى الأواصد التمي تربط أيوناتها أكبر من قوى التجاذب بين الأيونات وجزيئات الماء.

وهكذا نجد أن طبيعة المذاب وتركيبه الكيمبائي يؤثران في قابلية ذويانه. أمسا الغازات التي تتفاعل مع الماء لتكوين حوامض أو قواعد أو مواد متأينة فهي أكثر ذوباناً فيه، والغازات التي يسهل إسالتها هي أكثر ذوباناً من تلك الغازات التي يصعب إسالتها. مثل غاز CO₂ هو أكثر ذوباناً من غاز O₂

لسهولة إسالة غاز CO2.

إن كـل من فيتامينات B وفيتامين C يذوبان في الماء، لذلك فهما غير قابلين للتخزين في الجسم مدة مناسبة، لهذا السبب كان من الضروري أن تحتوي الوجبات اليومية عليهما.

بينما فيتامينات (A, D, E, K) تذوب في مذيبات غير قطبية كالأنسجة الدهنية في الجسم، ويخزن بعضها في الجسم مدة طويلة، فتقوم بوقاية الجسم من الإصابة بالأمراض التي يسببها نقص هذه الفيتامينات.

٧- طبيعة المذيب:

وهذا يعستمد على التشابه في التركيب والخواص الكيميائية والخواص الكهربائية علاما يكون الكهربائية لجزيئات المذاب والمذبب (مادة قطبية) مثل الكحول في الماء، أو المذاب (مادة قطبية) والمذبب (غير قطبية) مثل النفط الأبيض في البنزين.

كذلك فهو مركب صلب (ايوني) تكون ذوبانيته أعلى في مذيب قطبي مثل NaCl في الماء.

أما الاختلاف في الخواص الكهربائية بين المذاب والمذيب فتكون الذوبانية بين المذاب والمذيب فتكون الذوبانية ضعيفة عندما يكون المذاب قطبي (ملح الطعام) والمذيب (غير قطبي) لا يذوب مثل (النفط الأبيض (غير قطبي) لا يذوب في الماء (قطبي).

٣- درجة الحرارة:

تزداد قابلية ذوبان المواد الصلبة بارتفاع درجة الحرارة، ولو نظرنا إلى الذوبانية لعدد من الأملاح عند درجات حرارة مختلفة سنلاحظ أن معظم الأملاح تزداد ذوبانيتها بزيادة درجة الحرارة، وذلك يعني أن عملية الذوبان لهذه الأملاح هي عملية ماصة للحرارة.

وهــناك أملاح قليلة تكون عملية ذوبانها طاردة الحرارة، أي تقل بزيادة درجة الحرارة.

٤- الضغط؛

لا تتأثر المواد الصلبة والسائلة بالضغط.

محاليل الغازات في السوائل:

تختلط الغازات في بعضها، كالهواء الجوي، كذلك فان الغازات يمكن أن تذوب في السوائل مكونة محلول الغاز في السائل.

وتعسرف ذوبانسية الغاز في السائل، بأنها كتلة الغاز (بالغرام أو المول) التي تذوب في كتلة محددة من السائل تحت ضغط معين ودرجة حرارة معينة.

العوامل المؤثرة على ذوانية الغازات في الماء:

تعتمد ذوبانية الغازات في الماء على عوامل عدة منها:

أ - طبيعة المذاب:

تستفاوت الغسازات في ذوبانيتها في الماء حيث أن ذوبانية الغاز تزداد بزيادة الكتلة المولية، ويعود السبب في ذلك إلى أن قوى التجانب بين دقائق الغاز وجزيئات المذيب هي قوى لندن الضعيفة التي تزداد بزيادة الكتلة المولية، وترتفع ذوبانسية غاز الكلور مع أنه غير قطبي، وذلك بسبب تفاعل غاز الكلور مع الماء وفق المعادلة الآتية:

$$Cl_{2(g)} + H_2O_{(1)}$$
 \longrightarrow $HOCl_{(aq)} + H^+_{(aq)} + Cl_{(aq)}$

وتعستمد ذوبانسية الغسازات في الماء على طبيعة الغاز المذاب كما في الغسازات القطبية مثل NH3, HCl، ويمتاز كل من هذين الغازين بذوبانية عالسية فسي المساء بسبب حدوث تقاعل بينهما وبين الماء كما في المعادلتين التالدين:

$$HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$



$NH_{3(g)} + H_2O_{(1)} \longrightarrow NH_{4(aq)}^+ + OH_{(aq)}^-$

ب - درجة الحرارة:

تقل قابلية ذوبان الغازات بارتفاع درجة الحرارة، ولكن هذا النقص في الذوبانية ليس منتظماً في جميع الغازات وللغاز الولحد،

وسسبب ذلك هو أن جزيئات الغاز تغادر المحلول عند تسخينه وتكون محمولة مع جزيئات بخار المذيب المتكونة.

ج - الضغط:

تـزداد ذوبانـية جمـيع الغازات كلما ازداد الضغط الجزئي للغاز فوق المحلول، حيث نتأثر ذوبانية الغاز في سائل بضغط هذا الغاز فوق السائل.

وتسزداد ذوبانسية غاز ثاني أوكسيد الكربون في الماء بزيادة ضغط هذا الغاز فوق الماء وقد وجد العالم هنري أن ذوبانية الغاز في سائل تتتاسب طردياً مع ضغط هذا الغاز فوق سطحه ٤ أي أن:

ذوبانية الغاز ≈ ضغط الغاز.

ذو بانية الغاز = ثابت × ضغط الغاز.

ويسمى هذا المقدار الثابت بثابت هنري، وتعتمد قيمته على نوع الغاز. تصنيف المخاليط حسب حجم الدقائق:

صيف المحاليم حسب حجم الداني.

تطرقنا إلى أن المحاليل هي نوع من المخاليط، وسنتطرق فيما يأتي إلى حجوم الدقائق، ونتعرف إلى أنواع المخاليط تبعاً لحجوم الدقائق فيها:

أنواع المخاليط:

تجرية:

لإجراء هذه التجربة نحتاج إلى:

سكر، وكبريتات المنحاس (II) و ثيوكبريتات صوديوم، ومحلول حامض الهيدروكلوريك، ومعدوق طباشير، و٤ أدابيب لختبار، وأوراق ترشيح، وقمع زجاجي.

خطوات التجربة:

١ - نذيب مقداراً من السكر قرابة ٥,٠غم و٥,٠ غم من كبريتات النحاس
 (II) - كلاً على انفراد - في ١٠ مل من الماء.

نلاحظ أن كلاً من بلورات السكر وبلورات كبريتات النحاس (II) قد ذابت تماماً في محلول كلاً منها، بحيث لا نستطيع رؤية دقائق السكر المذابة أو دقائق كبريتات النحاس (II) وهذه المحاليل تسمى (المحاليل الحقيقية).

وقد وجد أن قطر الدقائق المذابة سواء أكانت جزيئات أم أيونات أقل من ^{٧- ١} فهي متناهية في الصغر و لا ترى باأتوى المجاهر.

٣- نضبع من مسحوق الطباشير قرابة ٥,٠ غم في ١٠مل من الماء ونرج المزيج جيداً.

نلاحسظ أن المساء قد أصبح عكراً عند وضع مسحوق الطباشير فيه، ويمكنسنا تمييز الدقائق المنتشرة في الماء بالعين المجردة، كما أن توزيع الدقائق المنتشرة في الماء غير منتظم، حيث تزداد كثافتها كلما انتقلنا من أعلى الأنبوب إلى أسفله.

٣- نقوم بترشيح المخلوط الناتج.

نلاحظ أن الدقائق تستمر بالترسيب بمرور الزمن، وهذا المحلول يسمى (المحلول المعلق) أو العوالق.

العوالق:

 وقد وجد أن هذه الحالة تحدث إذا كان قطر الدقائق المنتشرة أكبر من ١٠- سم. ٤ – نضـ يف من ثيركبريتات الصوديوم قرابة ٠,٥ غم إلى ١٠مل من محلول حامض الهيدروكلوريك نرج المخلوط جيداً.

نلاحظ أن دقائق الكبريت تنتشر في المحلول بشكل منتظم مكونة محلولاً ضبابياً أصفر اللون، وهذه المحاليل تسمى (المحاليل أو الأنظمة الغروية).

وهناك نوع يعتبر وسطاً بين المحلول الحقيقي والمعلق، وهو ما حدث في هذه الخطوة، اذ بحدث التفاعل الذي تمثله المعادلة الآتية:

 $Na_2S_2O_{3(aq)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow 2NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} + SO_{2(g)} + S_{(s)}$ المحاليل (الأنظمة الغروية):

وهبي أنظمة غير متجانسة تتكون من صنفين على الأقل أحدهما في حالسة انتشار (ويسمى بالصنف المنتشر)، والصنف الثاني هو الوسط المستمد (وسط الانتشار)، حيث يكون حجم الأجزاء (الدقائق) فيها وسطاً بين حجم دقائق العوالق وحجم جزيئات وأيونات المذاب في المحاليل الحقيقية، حيث يتراوح قطر الدقياتي (الحبيبات) المنتشرة من (١٠ - ١٠٠) لنغرستوم، مثل زلال البيض والهيموغلوبين والنشا.

المحالق الأسالة	ALERO P	†प्रदेश विदियाः
۱ .تكون اكبر من	١ قطر الحبيبة تكون فيها	١ قطسر الحبيبة تكون فيها
١٠٠التغرستوم	(۱۰ - ۱۰) انغرستوم	أقل من ۱۰ انغرستوم
٢. لا تمسر خسلال ورقسة	٧ .تمــر خلال ورقة الترشيح	٢. تمسر الدقائق خلال ورقة
الترشيح.	لكنها لا تمر بالمرشيح	الترشيح والمرشح الدقيق.
	الدقيق.	
٣.يمكن رؤيستها بالعيسن	٣.٧ تــرى بالعيــن	٣. لا تـــرى بالعيــن
المجردة.	المجردة ولكن يمكن رؤيتها	المجردة ولا بالمجهر النقيق.
	بالمجهر الدقيق.	
الميس لها قدرة على	٤ قدرتها ضعيفة على	٤.قدرتها عالية على
الانتشار.	الانتشار.	الانتشار.

وقد وجد أن أقطار الدقائق المذابة تتراوح بين ١٠ ⁻⁻ سم و ١٠ ^{-- س}م. والمحالسيل الغروية قد تكون غازية أو سائلة أو صلبة، ومن الأمثلة على هذه المحاليل: الضباب، والدهانات (أملشن)، والدم، والحليب.

وتتميز هذه المحاليل الغروية بكبر الدقائق المذابة إلى الدرجة التي تؤدي إلى تشتت الضوء، وهذا التشتت للضوء يسمى ظاهرة تندال.

أسئلة

س ١: علل:

أ- يعتبر النشا والهيموكلوبين وزلال البيض محاليل غروية.

ب- تنفصل المادة المذابة عن محلولها المشبع بالتبريد وتترسب.

ج- الغازات H2S SO₂, NH₃, CO₂ الكـــثر ذوباناً في الماء من غازات (N₂, H₂, O₂).

أجوبة

ج۱:

 أ- بسبب كبر حجم جزيئاتها وأوزانها الجزئية الكبيرة، تعتبر من المحاليل الغروية.

بسبب انخفاض قابلية ذوبان المذاب عند تبريد المحلول ينفصل بعض بلوراته من المحلول فتترسب في قعر الإناء. كما يعود انفصال المادة عسن المحلول المشبع إلى وجود دقائق الغبار في الهواء التي تستقطب في المحلول حيث تعمل كنواة تتجمع حولها جزيئات المادة المذابة مكونة بلورات تترسب من المحلول.

ج- لأن الغازات تنقاعل منع الماء مكونة حوامض أو قواعد أو مواد
 متأينة، بينما هي غازات لا تتفاعل مع الماء.



تركيز المحاليل وخواصها الطبيعية

طرق التعبير عن تركيز المحاليل:

تتغير خواص المذيب النقي عند إذابة مادة فيه، فالماء النقي يتجمد عند درجة صدية صديق سن والكن عند إذابة مادة فيه تتخفض درجة تجمده دون الصغر، فكما نعلم أن حلاوة محلول سكري تعتمد على كتلة السكر المذابة فيه، وكذلك تختلف ملوحة مياه البحر الميت عن ملوحة البحار الأخرى بسبب تفاوت نسبة كتل الأملاح الذائبة في حجوم متساوية منها.

وتعستمد صسفات المحلول على الكتل النسبية من المذاب والمذبب التي تكون ذلك المحلول، وقد أطلق الكيميائيون مصطلح التركيز للإشارة إلى هذه الكتل النسبية، وطوروا طرقاً عدة للتمبير عن تركيز المحاليل أهمها الآتي: المتركيز: هو كمية المادة المذابة والمذبية في المحلول.

ولمعرفة مكونات محلول ما وتحديد نسبته الدلخلة في تكوينه، نتبع الطرق التالية لقياس هذه النسب:

١ - النسبة المنوية الوزنية:

وهي عدد غرامات المادة المذابة في ١٠٠ غم من المحلول.

النسبة المئوية الوزنية =
$$\frac{e(ن | \text{locin}) + (غم)}{e(i | \text{locin}) + e(i | \text{locin})} \times 1.0$$
($e(i)$ $e($

مثال:

مطــول يحتوي على ٤٠ غم ماء و ١٠ غم سكر الطعام، لحسب النسبة الوزنية للسكر في المحلول.

النسبة المثوية الوزنية =
$$\frac{1 \cdot 4}{0 \cdot 1}$$
 النسبة المثوية الوزنية = $\frac{1 \cdot 4}{0 \cdot 1}$ النسبة المثوية الوزنية = $\frac{1 \cdot 4}{0 \cdot 1}$ النسبة المثوية الوزنية = $\frac{1 \cdot 4}{0 \cdot 1}$

ومن الملائم عندما نعبر عن تركيز محاليل السوائل في السوائل أن نستخدم النسبة المئوية للمذاب بالحجم، حيث أن محلول مائي من الكحول تركيزه ٣٠% بالحجم يعني أن ١٠٠ مل من المحلول يحتوي على ٣٠ مل كحول ٧٠% مل ماء.

وتهتم دراسة خواص المحاليل بعدد الدقائق (جزيئات أو أيونات) المذابة في المحلول، فإذا قارنا محلولاً تركيزه ١٠% للمنكروز C₁₂H₂₂O₁₁ وكتلته محلولاً تركيزه ١٠% للمنكروز NaCl وكتلته ١٠٠٠ غـم بمحلول تركيزه ١٠٠ من ملح كلوريد الصوديوم المادة المدارة غم من المادة المذابة.

فعلى الرغم من تساوي كتلة المذاب في الحالتين (١٠٠غم)، إلا أن عدد الدقائق غير متساو نظراً لاختلاف الكتلة المولية لكل من السكر وكلوريد الصوديوم.

النسبة المثوية للمذاب بالكتلة:

ذكرنا سابقاً أن كمية المادة يعبر عنها بوحدة المول، وهذا المفهوم مهم جداً في الكيمياء، فالمواد النقية – عناصر أو مركبات – تتكون من دقائق هي: المذرات أو الجزيسئات أو الأيونات، ومهما كان نوع المادة، فالمول الواحد منها يشير إلى عدد معين لا يتغير من الدقائق.

ويحتوي المول الولحد من NaCI على ۱۰×۲٫۰۲۲ ^{۱۳} أيون ⁺Na و ۲٫۰۲۲ × ۲۰ ^{۱۳} أيون CT.

ويعـبر عـن كتلة مول من الذرات بالكتلة الذرية المولية، وهي مساوية عدديــاً للكتلة الذرية النسبية (الموجودة في الجدول الدوري) معبراً عنها بوحدة الغرام.

فالكتلة العولية للصوديوم Na عكلة 7,0,7 × 1,0,7 درة صوديوم 7,2 عم/ مول. والكتلة العولية لذرات المهيروجين $^{-1}$ كتلة 7,0,7 × 7,0,7 نرة هيروجين $^{-1}$ عم/مول. ولكتلة العولية لجزيئات المهيروجين $^{-2}$ ككلة 7,0,7 × 7,0,7 نزة هيروجين $^{-1}$ عم/مول.

ويمكن حساب الكتلة المولية للمركب من معرفتنا لصيغته الكيميائية، حيث أن كتلة المول الواحد من مركب ما تساوي كتلته الجزيئية معبراً عنها بالغرام، فمثلاً:

الكتلة المولية لفاز CO₂ = كتلة ٢مول من ذرات O + كتلة ١مول من ذرات C = الكتلة المول من ذرات C = (۲×۲۱ غم/مول) + (۱ × ۱۲ غم/مول) = ٤٤غم/مول.

ويمكن معرفة الكتلة المولية لمادة ما من حساب عدد المولات الموجودة في كتلة معينة منها أو حساب كتلة عدد معين من مولاتها:

٢- الكسر المولى:

الكسر المواسي (الأحد مكونات محلول): هو نسبة عدد موليات المذاب



(أو المذيب) إلى المجموع الكلي لمولات مكونات المحلول.

النسبة المولية = الكسر المولالي × ١٠٠٠

مثال:

أذيب ٣٤,٢ غــم من السكروز C₁₂H₂₂O₁₁ في ١٨٠ غم ماء، أوجد الكسر المولمي لكل من السكر والماء والنسبة المولمية لمهما، علماً أن الوزن الذري الـ الكسر (١٦) (١٢) (١٢) (١٢) (١٢) (١٢) (١٢) (١٢)

الحل:

لوزن الجزيئي $TEY = 1Y \times 1Y + 1 \times YY + 17 \times 11 = C_{12}H_{22}O_{11}$ غم/مول

النسبة المئوية الوزنية السكر
$$=$$
 $\frac{e}{e}$ $=$ $\frac{7.77}{3a/aeU}$ $=$ 1.00 مول

النسبة المنوية الوزنية للماء =
$$\frac{14.}{9.1 + 11}$$
 = ١٠ مول

٣- المولارية (التركيز المولي الحجمي):

فالمولاريسة: هي عدد المولات من المذاب في لتر واحد من المحلول، وتوضع صيغة المركب بين قوسين [] للدلالة على تركيزه في المحلول بالمول/ لتر. أي أن:

عدد مولات المذاب المولارية = حجم المحلول باللتر

ويمكن أن تكتب العلاقة السابقة بالصورة التالية:

عدد مو لات المذاب = مو لارية المحلول × حجم المحلول باللتر

وعــند تخفيف المحلول فإن تركيزه يقل ويزداد حجمه ولكن كتلة المادة المذابة تبقى ثابتة، أي أن عدد مولاتها يبقى ثابتاً لا يتغير، أي أن:

عدد المولات قبل التخفيف = عدد المولات بعد التخفيف

ولكن عند المولات = الحجم × التركيز

فإذا رمزنا لحجم المحلول وتركيزه قبل التخفيف بالرمز ح،، جــ، على التوالى، ولحجمه وتركيزه بعد التخفيف ح،، جــ، فإن:

ح، × جــر = حب × جــر

ملاحظة:

عدد تحضير المحاليل المخففة للحوامض المركزة وبالأخص حامض الكبريتيك فإن الحامض يضاف إلى الماء ببطء مع التحريك المستمر، ومن الخطأ إضافة الماء إلى الحامض لأن الحرارة الناتجة تكفي لغليان الماء على سطح الحامض، وهذا بودي إلى فوران الحامض وتتاثره خارج الإناء المستخدم للتغفيف مسبباً الأذى.

٤- المواللية (التركيز المولى الكتلى):

التركسيز المولالسي: هـو عدد مولات المادة المذابة في اكفم (١٠٠٠غم) من المذيب ونقاس بوحدة مول/كغم.

ويشسير هذا التعبير السي النسبة بين عدد دقائق المذاب والمذيب في المحلول، وهو تعبير أكثر من مجرد معرفة عدد دقائق المذاب في حجم معين فيه كما في المولارية.

فإذا أخذنا مطولين بنفس التركيز المولالي، فإن النسبة بين عدد الدقائق المذاب والمذيب فيهما تكون واحدة.

مثال (١):

محلول محضر من ٣٦ غم من سكر الكلوكوز مذاب في ٣٦٠ غم ماء، احسب مولالية السكر في هذا المحلول علماً أن الوزن الجزيئي للسكر = ١٨٠ غم/مول.

الحل:

يمكن هذا المثال بطريقتين:

١ - طريقة مباشرة:



المو لااية =
$$\frac{\dot{v}}{2\pi i \hbar} \frac{\dot{v}}{(2\pi a)} = \frac{\dot{v}}{7.7}$$
 مول/لتر

مثال (٢):

أذيب ٩ غم من سكر الكلوكوز بقليل من الماء المقطر في قنينة حجمية سعتها لتر، وأكمل حجم القنينة بالماء إلى ١٠٠٠ مل، لحسب مولارية المحلول، علماً أن و ج للسكر ١٨٠ غه/مول.

خواص المحاليل:

تأثير المذاب على بعض صفات المذيب:

عند إذابة مادة مذابة غير متطايرة وغير متأينة (لا كهرلية) أي توجد في المحلول على هيئة جزيئات (مثل السكر) في مذيب (مثل الماء) فإن ذلك يودي إلى تأثر صمفات المذيب السائل، فالماء يتميز كغيره من المواد النقية بدرجة غليان ودرجة انصهار ثابتتين، فالماء يغلي عند درجة حرارة ١٠٠ س وينجمد عند درجة صفر س عندما يكون الضغط الجوي ٢٠٠ ملم زئيق (عند مستوى سلح البحر)، فعندما تذاب فيه مادة كالسكر مثلاً فإنه يؤثر في صفات المذيب فتغير بعض خواصه الطبيعية أي يسبب:

انخفاض الضغط البخاري للمذيب: لأن جزينات المذاب (السكر) تعرقل هروب جزيئات المذيب من سطح السائل.



٧- ارتفاع درجة غليان المذب، لأن المذاب يقلل من الضغط البخاري للمذيب وهذا يحتاج إلى حرارة أكثر من الحرارة التي يحتاجها المذيب النقي حتى تتمناوى الضغوط البخارية، وبذلك ترتفع درجة حرارة غليان السائل (المذيب)، بوجود المذاب عند ثبوت الضغط الواقع عليه.

ويعتمد الارتفاع في درجة الغليان على تركيز المذاب (عدد الدقائق)، فقد وجدد بالستجربة إن هدذا الارتفاع يتناسب طردياً مع تركيز المذاب معبراً عنه بالمولالية، أي أن:

الارتفاع في درجة الغليان = ثابت × تركيز المحلول بالمول/كغم

∆غ = ك غ × م

حيث ك ع:

ثابت الارتفاع في درجة الغليان للمذيب السائل (ويساوي الارتفاع في درجة غليان المذيب عند إذابة ١ مول من مادة (غير متطايرة وغير أيونية) في ١ كفم من ذلك المذيب).

ويمكن التوصل إلى وحدة هذا الثابت من العلاقة السابقة:

 $\Delta \dot{3} = \dot{2} \cdot \dot{3} \times a$ $\dot{0} = \dot{2} \cdot \dot{3} \times ae \dot{0} / 2 \dot{3} a$ $\dot{1} \dot{2} \dot{3} = a\dot{0} \cdot 2 \dot{3} a / ae \dot{0}$

٣- الخفاض درجة الجماد المذيب: لأن وجود دقائق المذاب بين جزيئات المذيب (السائل) يعرقل من تقارب جزيئات السائل المذيب لكي يتجمد، ففي درجة الجماد الماء الاعتيادية تعمل دقائق المذاب على ايعاد جزيئات الماء عن بعضها وبذلك لا يتجمد الماء.

ولتقريب جزيئات الماء أكثر من بعضها يجب خفض درجة الحرارة إلى أقل من درجة الانجماد الاعتيادية، حيث أن درجة تجمد الماء النقي هي صفر س.

وفي الفصول المباردة يحرص الناس على إذابة مادة غلايكول الإيثلين في الماء الموجود في مشع السيارة (الراديتر)، فعندما تتخفض درجة الحرارة إلى عدة درجات تحت الصغر فإننا نتوقع تجمد الماء في المحرك مسبباً حدوث أضرار كبيرة، فعند أذابة ١ مول من غلايكول الايثيلين في ١ كغم من الماء فإن المحلول الناتج سيتجمد عند درجة حرارة - ٨٦, أس، وبهذا تكون درجة انجماد المحلول أقل من درجة الجماد المذب النقي.

إن الانخفاض في درجة التجمد لا يعتمد على طبيعة المادة المذابة في المحلول الذي ينتج من إذابة ١ مول من مادة (غير متطايرة وغير متأينة) في ١ كغسم من الماء سيتجمد عند ١٨٠١ أس ويعتمد هذا الانخفاض في درجة تجمد المحلول السناتج من إذابة مادة غير متطايرة فيه وغير متأينة على تركيز هذه المدادة ويعبر عنه بالمولالية:

الانخفاض في درجة التجمد = ثابت × التركيز بالمو لالية $\Delta = 0$ $\Delta = 0$ Δ

حيث ك ت:

ثابت الانخفاض في درجة الانجماد للمنيب السائل (ويساوي الانخفاض في درجة تجمد المذيب عند إذابة ١ مول من مادة (غير متطايرة وغير متأينة) في ١ كغم من ذلك المذيب).

وتساوي قيمة هذا الثابت للماء ٨٦. أس. كغم/مول.



ملاحظة:

إن مقدار الضغط (الانخفاض) في الضغط البخاري لمذيب يعتمد على عدد الجزيئات (المولات) المذابة، وليس على الطبيعة الكيميائية للمذاب أي عند إذابة كميات جزيئية (مولات) متساوية من مواد غير إلكتروليتية مختلفة في أوزان متساوية في مذيب معين يحصل انخفاض متساوي في الضغط البخاري للمذيب.

ولظاهرة الانخفاض في درجة تجمد المحاليل تطبيقات عملية عديدة منها:

- إضافة غلايكول الإيثيلين إلى الماء في مشع السيارة لخفض درجة انجماد الماء فيه.
- نثر الأملاح مثل CaCl₂ في بعض البلدان الباردة على الطرقات لمنع
 حدوث الانجماد وتجنب الانزلاقات عليها.
 - إضافة الملح إلى الثلج لخفض درجات الحرارة في عمليات التبريد.

ومن العلاقة بين الانخفاض في درجة تجمد المذبب وتركيز المذاب يمكن تعيين الكتل المولية لمادة صلبة وهذه الطريقة أكثر تطبيقاً من طريقة ارتفاع درجة الغليان وخاصة للمحاليل المائية وذلك لأن ثابت الانخفاض في درجة التجمد أكبر من ثابت الارتفاع في درجة الغليان.

خواص محاليل المواد المتأينة (الكهرلية):

بمسا أن خواص المحلول تعتمد على عدد دقائق المادة المذابة فإن مقدار الانخفاض في درجة تجمد محلول NaCl سيكون ضعفي مقداره بالنسبة لمحلول من السكر بنفس التركيز أي أن:

Δ = ۲ × ۲۸۲, = ۲۷۳, أس

ويرجع ذلك إلى أن NaCl هي مادة متأينة قوية تتفكك كلياً إلى أيونات

وفق المعادلة التالية:

$$Na^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$
 \longrightarrow $NaCl_{(s)}$

فإذا كان تركيز محلول من NaCl = ۱,۰ مول/كغم فإن:

تركيز *۱,۱ = Na ، مول/كغم وتركيز ۱,۱ = Cl مول/كغم.

التركيز الكلى للأيونات = ٠,١ + ٠,١ = ٢,٠ مول/كغم، أي أن:

الانخفاض المتوقع في درجة التجمد ∆ ت = ١,٨٦ × ٢٠٠ = ٣٨٦. • س.

وقد وجد بالتجربة أن قيمة الانخفاض في درجة الانجماد تساوي , ٣٧٠ أي أن مقدارها يقل قليلاً عن القيمة المتوقعة (٣٧٢ . أس) وتفسير ذلك هدو أن الأيونات ليست حرة الحركة تماماً، لأن قوة التجاذب بينها وبين الأيونات المخالفة لها بالشحنة يقيد حركتها.

حساب مقدار الارتفاع بدرجة غليان أو الانخفاض بدرجة انجماد مذيب (سائل) يوجود مذاب:

مقــدار الارتفـــاع بدرجات غليان مذيب سائل يتغير طردياً مع التركيز المولالي للمحلول.

مقدار الارتفاع × درجة الغليان = ثابت × التركيز المولالي للمحلول.

حيث أن (الثابت) هو الثابت المولالي لارتفاع درجة الغليان ويتغير تبعاً لتغير المذيب.

وعــندما يكـــون المذيـــب ماء فأن قيمة الثابت ٠,٥٢ م لارتفاع درجة الغليان.

ملاحظة:

إن قسيمة ٥٠،١، م هي مقدار الارتفاع في درجة الغليان الناتج من إذابة وزن جزيئي واحد من المذاب × كيلو غرام واحد (١٠٠٠غم) من الماء. .. درجة غليان المحلول = ١٠٠٠ + مقدار الارتفاع × درجة الغليان.

مثال:

أوجد درجة غليان محلول السكر الذي تركيزه ١,٤ مولالي؟

الحل:

مقدار الارتفاع بدرجة الغليان = $0.0 \times 0.0 \times 0.0 \times 0.0$. م. درجة غليان المحلول = $0.0 \times 0.00 \times 0.00 \times 0.00 \times 0.00$

كذلك فإن درجة انجماد محلول تتغير طردياً مع تركيزه المولالي، أي أن مقدار الانخفاض بدرجة الانجماد ٥٠ التركيز المولالي للمحلول.

مقدار الانخفاض بدرجة الانجماد = ثابت × التركيز المولالي للمحلول.

حيث أن (ثابت) هو الثابت المولالي لانخفاض درجة انجماد محلول.

وعندما يكون المذيب ماء فأن قيمة الثابت ١,٨٦ م لانخفاض درجة انجماد الماء، وهو مقدار الانخفاض بدرجة الانجماد الناتج من إذابة وزن جزيئي واحد من المذاب في كيلو غرام واحد من الماء.

درجة انجماد محلول = صفر - مقدار الانخفاض بدرجة الانجماد.

ملاحظة:

بصورة عامة يعتمد ارتفاع درجة غليان وانخفاض درجة انجماد محلول على طبيعة المذيب وتركيز نقائق المذاب.

مثال:

أوجـــد درجة انجماد محلول يحتوي على ٢غرام من سكر الطعام مذاب في١٠٠ غرام من الماء علماً أن و ج الغرامي للسكر = ٣٤٢,٣ غم/مول.

موسوعة الكيمياء الشاملة

$$\frac{Y}{x_1.x_2} \times \frac{Y}{y_2.x_3} \times \frac{Y}{y_3.x_4} \times \frac{Y}{y_3.x_$$

الفصل الحادي عشر الحسابات الكيميائية

الحسابات الكيميائية

أهمية الحسابات الكيميائية:

في حياة الإنسان أنشطة كثيرة تتطلب تحديد كميات المواد التي سوف يستهلكها أو ينتجها، فالمرأة في البيت تستخدم مكاييل بسيطة، كالملعقة، والفنجان والكاس لستحديد مقادير المسواد التي تستخدمها في الطبخ بحيث لا تزيد هذه الكميات ولا تنقص عن الحد الذي يؤدي إلى تلف الطعام.

وفي المصانع؛ بحتاج الكيميائيون إلى الدقة لتحديد كميات المواد اللازمة لتحضير مادة معينة بالمواصفات المطلوبة لضمان تحقق الهدف من إنتاجها، فيجب أن لا تريد نمب المواد المتفاعلة عن مقادير معينة حتى تخرج السلعة بالمواصفات المرغوب فيها.

فكيف نحسب كميات المواد اللازمة لإنتاج سلعة معينة بالمواصفات المطلوبة ؟

إن المسرجع الأسساس الذي يستخدمه الكيميائي في حساباته هو المعادلة الكيميائية الموزونية، التي تصف التفاعل بدقة وتبين المواد المتفاعلة والدائجة وكمسياتها، والعلاقات بين هدذه الكميات، بحيث تبين نسبة إعداد الذرات أو الجزيئات أو الأيونات التي تدخل في التفاعل وتنتج منه، مما يوفر الكيميائي معلومات أساسية تساعده على إجراء حساباته.

التفاعل الكيميائي:

هــو العمــل الأساسي في الكيمياء، حيث يؤدي إلى تحولات للعنصر أو للمركــب الكيميائـــي، ينــتج تحول العنصر من التغير الذي يطرأ على الطبقات الإلكترونية الخارجية أثناء التفاعل.

ولكي يحدث ذلك لابد أن يتضمن التفاعل الكيميائي الحادث تكسير

الروابط بين الذرات المكونة للمواد المتفاعلة، وتكوين روابط جديدة مختلفة عما كانت عليه ذرات العناصر المتفاعلة.

١ - قانون حفظ المادة:

إن أعداد وأنسواع السنرات في المواد المتفاعلة يساوي أعداد وأنواع السنرات في كل التفاعلات السنرات في كل التفاعلات الكيميائية، وقد عبر عنها الكيميائيون بقانون يعرف "بقانون حفظ المادة".

ولو حصلنا على عينات نقية من ملح الطعام سواء من تبخير ماء البحر أو من التفاعل:

NaOH +HCl ----> NaCl +H2O

ولو حللناها لوجدنا أنها تتكون من اتحاد ٢٣ غم صوديوم مع ٣٥،٥ غم من الكلور تقريباً وينتج عن ذلك ٥٨،٥ غم من الملح تقريباً، وهذه النسبة أو أحد أجزائها أو مضاعفاتها هي التي نحصل عليها دائماً وذلك حسب كمية عينة الملح المدروسة صغيرة أم كبيرة.

وقد اكتثنف العلماء هذه الحقيقة في مطلع القرن التاسع عشر وتوصلوا نتيجة لهذا الاكتشاف إلى قانونين هامين أصبحا الآن في عداد المسلمات (وهما): ١ – قانون حفظ المادة.

٧ - قانون النسب الثابتة.

"عند حدوث التغير انت الكيميائية فإن مجموع كنل المواد المتفاعلة يساوي مجموع كنل المواد بعد نهاية التفاعل".

مثال:

عند تفاعل ٣ غم من الكربون ٨ غم من الأوكسجين ينتج ١١غم من ثاني أوكسيد الكربون.

ولــو تفاعل ٣ غم من C مع ١٥ غم من O_2 فإنه ينتج عن ذلك ١١ غم C وبقى V غم من O_2 كما هي دون تغيير، أي أن كمية الأوكسجين الزائد CO_2

بقيت كما هي من حيث الكتلة والنوع.

٢- قانون النسب الثابتة:

تتحد العناصر مع بعضها لتكوين المركبات بنسبة عددية بسيطة لا تتغير لكل نوع منها، وقد ظهر لنا هذا بوضوح من معالجتنا لأمثلة كثيرة بدأت بالماء وانتهت بثاني أوكسيد الكربون.

مثال:

يتحد النيتروجين مع الهيدروجين لتكوين غاز الأمونيا بنسبة وزنية ثابتة هي \mathbb{N}_2 وحدات وزنية من \mathbb{N}_2 إلى \mathbb{N}_2 وحدة وزنية من \mathbb{N}_2 ، فلو مزجنا النيتروجيس والهيدروجين بغير هذه النسبة وقمنا بتأمين الشروط المناسبة للمنكورة أعلاه للسنفاعل، سيحدث التفاعل وينتج غاز الأمونيا حسب النسبة المذكورة أعلاه وتبقى الكمية الزائدة سواء أكانت من غاز الهيدروجين أو النيتروجين دون تفاعل.

المول:

إن الكتلة الحقيقية للذرة متناهبة في الصغر حوالي (١٠-٢٠-١٠-٢٠)، لذلك فنحن لا نستطيع أن نزن الكتل الحقيقية للذرات في المختبر والمصنع.

ولحـــل هـــذه المشكلة استخدم العلماء ما أسموه الكتلة الذرية النسبية للذرة، حيث أعتـــبر العلمـــاء الكتلة الذرية النسبية للكربون (6C¹²) الثنتي عشرة وحدة كتل ذرية، وقاسوا كتل ذرات المواد الأخرى بالنسبة إليها.

ويذلك تكون:

ويبين الجدول التالى بعض العناصر وكتلها النسبية:

Series Series	- 10 mm	The second will	A Baralana	The sale stands	
4.4	۲۸,۰۸٥	Si	Y	1,	Н
141	7.,4V£	P	17	17, 1	C
77	77,.7	S	1 6	1£, Y	N
40,0	40,099	Cl	14	10,999	0
74	44,.44	K	77	44,444	Na
٤٠	\$. , . 9 A	Ca	7 £	71,70	Mg
٥٦	00,164	Fe	44	11,441	Al

وهذه المقادير تمثل الكتل النسبية لذرات العناصر (المذكورة في الجدول) ولا تمسئل الكتلة النسبية لما المسبية الذرة الهيدروجيس ولكسن الكتلة النسبية لذرة الهيدروجيس ولكسن لا يعني أن كتلة ذرة الهيدروجين ٢٠٠٨ غم، كذلك فأن الحي المقادير المقسدار ٣٥,٥ لا يعني أن كتلة ذرة الكلور ٣٥,٥ غم، كذلك فأن باقي المقادير الأخسرى تمثل كتلاً نسبية ولا تمثل كتلاً معينة بوحدات الكتلة (غم، كغ)، وهذا يعني أنسنا لا نستطيع استخدام الكتل النسبية لأخذ كميات محددة من المواد لأغراض التفاعلات الكيميائية أو الصناعة أو لأغراض الحياة بشكل عام.

وإذا تذكرنا أن الكتل الحقيقية للذرات صغيرة جداً وهذا ما يجعلنا غير قادرين على قياسها والتعبير عنها بوحدات الكتلة المألوفة لدينا (غم، كغ)، ولحل هذه المشكلة توصل العلماء إلى مقدار أسموه (المول) وهو يمثل كمية معينة من المادة، كما يمثل عدداً معيناً (يسمى عدد أفوغادرو ويساوي ٢٢،٠٢٢ من مقاتق المادة.

فالمول:

هو وحدة كيميائية تستخدم تعبيراً لعدد (الجزيئات، الذرات، الأيونات) في المادة بحيث أن: ١ مول لأي مادة = عدد أفوكادرو
 = ٢٠٠١ × ١٠٠ ذرة أو جزىء أو أبون

وعدد أفوكادرو قيمة ثابئة لا تتغير بتغير نوع المادة.

ا مول لأى مادة = كتاتها الذرية النسبية = عدد أفو كادر و

أي أن ١ مول من المادة = ٦٠٠٢ × ٢٣ ١٠ جزيء أو ذرة

الكتلة المولية = كتاتها الذرية بوحدة الغرام.

مثال:

الحل:

١ مول = الكتلة المولية للمادة

= عدد ذرات O × كتلتها المولية + عدد ذرات H × كتلتها المولية

 $= 1 \times 11 + 1 \times 1 = 11 + 1 + 11$ غم مول.

 H_2O جزىء ۱۰ × ۲٫۰۲ غم H_2O مول من ا

استخدام المعادلة الموزونة في الحسابات الكيميائية:

تعتمد الحسابات الكيميائية بشكل رئيسي على المعادلة الكيميائية الموزونة فالكيميائيون يعبرون عن التفاعل الكيميائي بمعادلة موزونة، تبين المواد المتفاعلة والمسواد الناتجة ونسبة كل منهما إلى الأخرى، والمعادلة الموزونة هي مرجعنا الأساس في الحسابات الكيميائية، فمنها تشتق علاقات كمية مفيدة بين المواد المستفاعلة والمواد الذاتجة، تسهل علينا إجراء الحسابات، ولنبين كيف تستخدم المعادلة الكيميائية في إجراء الحسابات، ندرس الأمثلة التالية:

مثال (١):

يتفاعل الكبريت والمغنيسيوم لإعطاء كبريتيد المغنيسيوم، ويمكن تمثيل

التفاعل بالمعابلة التالية:

 $Mg + S \longrightarrow MgS$

احسب كتلة الكبريت اللازمة بالغرام للتفاعل مع ٤٨ غم مغنيسيوم.

الحل:

بالــنظر لليى المعادلة الموزونة نجد أن: مولاً من Mg تتفاعل مع مولاً من S أي أن:

امول (۱۰×۲,۰۲۲ ^{۱۲} ذرة) Mg يتفاعل مع امول (۲,۰۲۲ × ۱۰ ذرة) S وأن ٢٤غم Mg تتفاعل مع S.

S مغ $\frac{m\gamma}{\gamma \epsilon}$ مع Mg مغ Mg مغ Mg مغ Mg بن Mg مغ Mg مغ Mg مغ Mg مغ Mg مغ Mg مغ Mg مغ

متطلبات مسبقة لدراسة الحسابات الوزنية الكيميائية:

لدراسة موضوع الحسابات الوزنية الكيميائية يتطلب الإلمام بما يلي من حقائق ومفاهيم.

١ – الفرق بين الكتلة والوزن:

قـبل الخـوض فـي موضوع الحسابات الوزنية الكيميائية وما تتضمنه بالضرورة من استخدام لمصطلحي الكتلة والوزن وما يشتق منهما ويرتبط بهما، من المهم أن نشير إلى أننا في هذا الموضوع كله سنستخدم مصطلح كثلة ووزن بشكل متـبادل بحيث يستعمل الواحد منهما عوضاً عن الآخر دون الدخول في تفاصيل الفروق بين مفهوم الكتلة ومفهوم الوزن.

الوزن:

هو مقدار جذب الأرض الذي تخضع له الكتلة. أي أن الوزن تابع الكتلة بزيد بزيادتها وينقص بنقصها. وفي حياتنا اليومية العادية نستخدم وحدات الكتلة في التعبير عن الوزن، فالكيلوغرام وأجزاؤه ومضاعفاته تستخدم للدلالة على الوزن بالرغم من أنها الوحدة الدولية للكتلة.

وتساعد الحسابات الوزنية الكيميائية في:

١- معرفة رموز العناصر الشائعة وعددها حوالي خمسين عنصر أ.

٢ - معرفة مفهوم الصيغة أو القانون الجزيئي وكتابة صيغ المركبات الشائعة.
 ٣ - قراءة وفهم المعادلة الكيميائية وتحديد المواد المتفاعلة و الذاتجة.

أجراء العمليات الحسابية البسيطة بطريقة صحيحة وخاصة ثلك التي
 ترتبط بموضوع النسبة والتناسب.

١- معرفة رموز العناصر الشائعة وعدها حوالي خمسين عنصراً:

ولحسابات كتل المواد المتفاعلة والناتجة في التفاعلات الكيميائية أهمية كبيرة في الأنشطة الحياتية والصناعية، فمثلاً: تستخدم هذه الحسابات لتحديد الكيتل المستفاعلة من الأوكسجين والهيدروجين لإنتاج الطاقة اللازمة لإطلاق المركبات الفضائية، كما يستخدمها الكيميائيون في المصانع والمختبرات لتحديد الكمسيات المناسبة من المواد المتفاعلة للحصول على كميات محددة من النواتج المهمة في حياتنا، كالصابون؛ والعطور، والأدوية، والأسمدة، وغيرها.

المعادلة الموزونة أساس الحسابات الكيميائية:

عند النَّدُقِيقُ في المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية: $O_{(g)2}$ \longrightarrow $2H_{2(g)} + O_2 2H$

نهـــم من هذه الأرقام أن جزيئين من H_2 بحتاجان إلى جزيء واحد من O_2H لإنتاج جزيئين من O_2H 0.

أي أن تقاعل (٢س) مسن جزئيات الهيدروجين مع (س) من جزئيات الأوكسجين ينتج (٢س) من جزئيات الماء.

ينبين ننا من ذلك أن المعادلة الموزونة تثمير إلى نسب أحداد الجزئيات المتفاعلة والناتجة من التفاعل، ولكنك نتعامل عند إجراء التفاعلات الكيميائية مع كمن المواد مقدرة بالغرام أو مضاعفاته وليس مع أعداد الذرات أو الجزيئات، فكيف تجعل المعادلة الموزونة تمثل علاقة بين كئل المواد ؟

نفرض أن العدد (س) هو عدد أفوكادرو، أي ٢٠٠٢ × ، ٢٦ فيصبح لدينا:

 O_2 بيتفاعل مع O_3 بيتفاعل O_2 جزيء O_3 بيتفاعل مع O_3 بيتفاعل مع O_3 بيتفاعل مع O_3 بيتفاعل مع O_3

وكما نعام أن كناة المادة الذي تحدثوي على عدد ألوغادرو (٢٢،٠٢١) هي مول واحد من تلك المادة، وبذلك يمكنك القول أن:

٢مول من الهيدروجين + ١ مول من الأوكسجين → ٢مول من الماء

وهذه النتيجة مهمة، فهي تدل على أن المعادلة الموزونة تشير أيضاً إلى نسب أعداد المولات للمواد المتفاعلة والناتجة، والمول الواحد لمادة ما يمثل الكتلة الموا_ية أ_تلك الم_ادة، وبناء على ذلك يمكن حساب نسب كتل المواد المتفاعلة والناتجة من نسب أعداد المولات في المعادلة الموزونة، أي أن:

 H_2O من H_2

نلاحظ أن مجموع كتل المواد المتفاعلة يساوي كتلة المادة الناتجة، وهذا يتفق مع قانون حفظ المادة الذي تعبّر عنه المعادلة الموزونة.

الحسابات الوزنية المبنية على الكتلة:

لقد اعتمدت الحسابات الوزنية الكيميائية على كتلة إحدى المواد مقدرة بالمول، فكيف تجرى الحسابات إذا كانت الكتلة معبراً عنها بالغرامات؟

مثال:

احسب كمنته أوكسيد المغنيسيوم MgO الناتج من تفاعل شريط من المغنيسيوم كتلمة Γ عنه Γ عنه الهواء (الكتلة المولية للمغنيسيوم = Γ عنه Γ عنه وللأوكسجين = Γ عنه Γ عنه Γ الهولية للمغنيسيوم = Γ عنه Γ عنه وللأوكسجين = Γ عنه Γ عنه Γ الهولية للمغنيسيوم = Γ عنه Γ

الحل:

الخطورة الأولسى: نكتب أولاً معادلة النفاعل الموزونة، لأنها المرجع الأساس الإجراء الحسابات الكيميائية:

$$2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2MgO_{(s)}$$

الفطورة الثانية: تتنير المعادلة إلى علاقة إعداد مولات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة، فلا بد من تحويل كتلة المغنيسيوم إلى مولات مغنيسيوم:

الكتلة المولية للمغنيسيوم = ٢٤غم/مول.

إذاً عدد مولات Mg المتفاعلة = $7 \pm a \times \frac{1}{2} \times \frac{1}{2} \times \frac{1}{2}$, مول Mg الخطوة الثقافة: تحدد النسبة بين مولات المادة المطلوبة (MgO) إلى مولات Mg المعلومة من معادلة التفاعل الموزونة:

الخطوة الرابعة: تحويل مولات Mg إلى ما يقابلها من مولات MgO باستخدام النسبة السابقة:

الخطوة الخامسة: نحول كتلة MgO بالمولات إلى كتلة بالغرامات: الكتلة المولية لــ MgO - ١٦ + ٢٤ = ٤٠ غم/مول كتلة MgO الداتجة = عدد المولات × الكتلة المولية

الحسابات المبنية على أساس المادة المحددة:

عند إجراء التفاعلات الكيميائية بين مانتين أو أكثر قد يتم خلط كتل من المدواد المنفاعلة بنسب تختلف عن النسب التي تحددها المعادلة الموزونة فقد تتوفر مادة بمقدار يزيد على ما يلزم للتفاعل.

مثال:

يحضر غاز الإيثانين (الأستيلين) المعامل لأغراض لحام الفلزات وقطعها من تفاعل كربيد الكالسيوم CaC₂ والماء كما توضحه المعادلة التالية:

$$CaC_{2(s)} + 2H_2O_{(1)}$$
 \longrightarrow $C_2H_{2(g)} + Ca(OH)_{2(s)}$

: 42

- المادة المحددة للتفاعل عند إضافة ١٠٠ غم من الماء إلى ١٠٠ غم من CaC₂?
 - كتلة C2H2 الناتجة من التفاعل وكتلة الماء اللازم للتفاعل.

الحل:

نقوم أولاً بتحويل الكتل المعطاة بوحدة الغرام في المعادلة الموزونة إلى مولات باستخدام الكتل المولية لتلك المواد:

عدد مولات
$$H_2O = 1.0 = H_2O$$
 غم $H_2O = 1.0 = H_2O$ عدد مولات $H_2O = 1.0 = 1.0$ غمد مولات $H_2O = 1.0 = 1.0$ غمد مولات $H_2O = 1.0 = 1.0$

$$\frac{\text{CaC}_2 \text{ Op. 1,01}}{\text{H}_2\text{O} \text{ Op. 1}} = \frac{\text{CaC}_2 \text{ Op. 1,01}}{\text{H}_2\text{O} \text{ op. 0,01}} = \frac{\text{CaC}_2 \text{ Op. 1}}{\text{H}_2\text{O} \text{ Op. 1}} = \frac{\text{CaC}_2 \text{ Op. 1}}{\text{H}_2\text{O} \text{ Op. 1}} = \frac{\text{CaC}_2 \text{ Op. 1}}{\text{H}_2\text{O} \text{ Op. 1}} = \frac{\text{CaC}_2 \text{ Op. 1}}{\text{Op. 1}} = \frac{\text{CaC}_2 \text{ Op. 1}}{\text{CaC}_2 \text{ Op. 1}} = \frac{\text{CaC}_2 \text{ Op. 1}}{\text{Op. 1}} = \frac{\text{Op. 1}}{\text{Op. 1}} = \frac{\text{CaC}_2 \text{ Op. 1}}{\text{Op. 1}} = \frac{\text{Op. 1$$

نلاحظ من معادلة التفاعل الموزونة أن ١ مول من الماء يحتاج فقط إلى ٥,٠ مسول من CaC2 , ولكن من نسبة المولات الموجودة نلاحظ وجود ٢٨١, مسول CaC2 هي المادة المحددة للستفاعل، إذ أن كتلستها الموجودة (١,٥٦ مول) تحدد كتل المواد الذاتجة، بينما لكن الماء المادة الفائضة.

وتعتــبر معرفة المادة المحددة للتفاعل أمر ضروري لأن بقية الحسابات تعتمد على معرفة الكتلة الموجودة منها.

وتالحفظ مسن المعادلة الموزونة السابقة أن عدد موالات ${\rm CaC_2} = {\rm acc}$ موالات ${\rm C_2H_2}$

ن. کتلهٔ C_2H_2 الناتجهٔ - ۱,۰۱ مول \times ۲۲ غم/مول = C_2H_2 غم عدد مولات C_2H_2 (من المعادلة الموزونة) C_2H_2 مول = C_2H_2 مول C_2H_2 مول C_2H_2 مول C_2H_2 مول

.. كتلة الماء اللازم المتفاعل = 7.17 مول \times 11 غم لمول = 7.17 عم كتلة الماء الفائض من التفاعل = 1.17 غم 1.77 غم المدود المثوي للتفاعل:

يحضر مركب الميثانول CH3OH صناعياً حسب المعادلة التالية: $CO_{(g)} + 2 H_{2(g)} \longrightarrow CH_3OH_{(l)}$

فعند تفاعل ١٠٠ غم من H₂ مع كمية وافرة من CO، يمكن حساب كتلة الميثانول المتوقع الحصول عليها بالطريقة المتيعة حسب التسلسل الآتي:

عدد مو لات
$$H_2$$
 = 0 مول عدد مو لات H_2 مول عدد مو لات H_2 (من المعادلة الموزونة) = ٢٥ مول عدد مو لات H_2 عدد مو لات H_2 عدد مو لات H_3 عدد مو لات

كتلة CH₃OH عدد لمو لات × لكتلة لمولية = ٢٥ مول × ٣٣ غم/مول = ٨٠٠ غم ذ الك تائة الله ترقيق بالمراكب CH₂OH كرية المراكب المراكب المراكب كرية الكرية المراكب كالقرار كرية

وهـذه الكـتلة المـتوقعة من المركب CH3OH تمثل أكبر كتلة يمكن الحصـول عليها من كتلة معلومة من إحدى المواد المتفاعلة، وتسمى هذه الكتلة السناتج السنظري للميثانول، وقد وجد عملياً أن الكتلة الفعلية (الناتج الفعلي) من الميـتانول أقـل من الناتج النظري، فإذا كان الناتج الفعلي للميثانول في المثال السابق ١٠٠ غم فإن:

وعــــد حساب المردود الفعلي لداتج تفاعل ما، فإننا نفترض بأن التفاعل يستمر حتى يتم استهلاك جميع المواد المتفاعلة، إلا أن تفاعلات كيميائية كثيرة لا تصل إلى نهايتها، وبذلك تبقى كميات من المواد دون تفاعل.

كما يستوقع أن يكون المردود المتوي لمادة ما ١٠٠ (على افتراض الستهاء جميع المدود المتفاعلة) إذا اقتصر التفاعل على ابتاج تلك المادة دون غيرها، أما إذا كان التفاعل مترافقاً بحدوث تفاعلات جانبية أخرى فإن ذلك يؤدي إلى نواتج جانبية تقال الذاتج النظري للمادة المطلوبة.

النسب المئوية لكونات مادة:

سبق أن عبرنا عن المركبات الكيميائية بصيغ معينة مثل:

NH3, H2O, NaCl

وقد توصل العلماء إلى هذه الصيغ عن طريق معرفة عدة أشياء منها النسب المدوية المعناصر المكونة المركب، ففي أحيان كثيرة يحتاج إلى معرفة النسبة المدوية الكتلسية العنصر في أحد مركباته، فعند استخراج الفلزات من خاماتها يجب الاهتمام بمعرفة نسبة الفلز في الخام لتقدير كتل الفلز المتوافرة في منطقة ما، ويمكن إيجاد هذه النسب بأخذ عينة نقية من المركب المجهول وتحليلها في المختبر لمعرفة العناصر المكونة لها ومقادير هذه العناصر.

عند تحليل عينة نقية كتلتها ٤,٤ غم من مركب مجهول وجد أنها تتكون من ١,٢ غم كربون والباقي أوكسجين.

فمـــا كتلة الأوكسجين في العينة في العينة وما نسبة الكربون في العينة؟ وما نسبة الأوكسجين في العينة؟

الحل:

بمـــا أن كـــتلة العيدة النقية ٤,٤ غم، وكتلة الكربون فيها ١,٧غم، وهي تتكون من كربون وأوكسجين فقط.

إذن:

١ - كتلة الأوكسجين في العينة =٤,٤ - ١,٢ = ٣,٢ غم

٢ - نسبة الأوكسجين في العينة = كتلة الأوكسجين × ١٠٠٠

$$%VT = %V \cdot \cdot \times \frac{T,Y}{\xi,\xi} =$$

$$7 - i$$
مىبة الكربون في العينة $\frac{7}{2} \times 1.0 \times 10\%$

ونستفيد من هذه النسب في الوصول إلى صبيغة المركب، فإذا قيل لنا أن



المركب الموجود في العينة يمكن أن يمثل بإحدى الصيغتين CO₂, CO، فكيف نقرر أيهما هو المركب المقصود ؟

لكي نقرر ذلك، نحسب نسبة كل من الكربون C والأوكسجين O في كل من الصيغتين، ونجد في أي الصيغتين تكون النسب مطابقة النسب المحسوبة من العنة.

فيما يتعلق بـ CO نلاحظ أن ١ جزيء CO يتكون من:

١ نرة أوكسجين ٥.

اذرة كربون C.

أي أن مول من CO يتكون من:

1 مول من ذرات الأوكسجين O وكتاتها - ١ × ١٦ = ١٦غم.

۱ مول من ذرات الكربون C وكتلتها - ۱ \times ۱ + ۱۲ غم.

إذن:

نسبة الأوكسجين في CO = 17 + 17 × ١٠٠٠%

 $%\circ V = \% V \cdot \cdot \times \frac{V}{A} = 0$

 $% \xi = \%$ ۱۰۰ × $\frac{17}{7 \Lambda} = CO$ نسبة الكريون في

نلاحظ أن هذه النسب لا تتطابق مع النسبة المحسوبة من العينة.

إذن فالصيغة CO لا تمثل المركب.

فيما يتعلق بالصيغة CO₂ نالحظ أن:

(۱) جـزيء CO_2 يتكون من (۲) نرة أوكسجين، (۱) نرة كربون أي أن (۱) مول CO_2 يتكون من (۲) مول من ذرات الأوكسجين وكتلتها $X \times Y = X \times Y = X \times Y$ غم (۱) مول من ذرات الكربون وكتلتها $X \times Y = X \times Y =$

إذن:

$$%$$
۲۷ = %۱۰۰ × $\frac{17}{22}$ = CO_2 نصبة الكربون في

وهــذه النسب تطابق النسب المحسوبة من العينة، لذن نقرر إن المركب الموجود في العينة هو ثاني أوكسيد الكربون CO₂.

الحسابات المتعلقة بالتفاعلات الأيونية في المحاليل المائية:

التركيز المولاري (المولارية):

هـــو عـــد مولات المذاب في لنتر واحد (ديسمنز) من المحلول ويحسب كما يأتني: (حيث ١ مل = ١ سم ً)

$$\begin{array}{lll} \text{ linc } \text{ lin$$

وهذه العلاقة تمكننا من حساب عدد المولات من المادة المذابة في حجم معين من المحلول بتركيز معلوم، حيث أن حساب عدد المولات الموجودة في المحلول يعتسبر مستطلقاً لإجراء الحسابات المتعلقة بالتفاعلات التي تجري في المحاليل.

مثال:

احسب كتلة المغنيسيوم اللازمة للتفاعل تماماً مع محلول حجمه ٥٠ مل مسن حسامض الهيدروكلوريك HCl ذي التركيز ١,٥ مول/لتر حسب المعادلة الأبونية التالية:

$$Mg_{(s)} + 2H^{+}_{(aq)} \longrightarrow Mg^{+2}_{(aq)} + H_{2(g)}$$
 الحل:

نحسب عدد مولات 'H المتفاعلة (الناتجة من تأين الحامض):

عدد مولات +H = الحجم باللتر × التركيز (مول/لتر)

ومــن معادلة التفاعل الموزونة نجد أن (١) مول من Mg يلزم للتفاعل مع (٢) مول من ⁺H أي أن:

Mg عدد مولات Mg مول H^+ مول Y × H^+ مول Y ، , Y مول Y

ومسن السنفاعلات المهمسة النسي تجري في المحاليل المائية: تفاعلات الترسيب وتعادل الأحماض والقواعد.

١ - تفاعلات الترسيب:

عند خلط محلولين الملحين أيونيين قد يؤدي إلى تكوين مادة قليلة الذوبان

(راسب)، مثل: تكون راسب أبيض من كلوريد الفضة عند خلط محلول نترات الفضة مع محلول كلوريد الصوديوم.

ولا تختلف طبيعة الحسابات الكيميائية في تفاعلات الترسيب عما ورد سابقاً، غيير أن الفرق الأساسي هو استخدام الكتلة المولية لتحويل كتلة المادة بوحدة الغرام إلى مول أو العكس، أما في المحاليل فيستخدم التركيز المولاري (المولارية) للربط بين حجم المحلول ومولات المادة المذابة فيه.

٧- تعادل الأحماض والقواعد:

لن عملية تفاعل أبونات الحامض والقاعدة هي عملية تفاعل أبونات (ag) مع محلول هيدروكسيد الصوديوم أبونات المعادلة الأبونية التالية:

$$H^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)} \longrightarrow H_2O_{(l)}$$

والحسابات المستعلقة بكتل المواد في تفاعلات التعادل لا تختلف عن حسابات تفاعلات الترسيب.

الحسابات المتعلقة بحجوم الغازات:

لقد عرف الدخلة في المستفاك المسبأ محددة لأعداد مولات المواد الداخلة في المتفاعلات الكيميائية، وكذلك وجد أن التفاعلات الكيميائية التي تتم بين الغازات تحدث بنسب حجمية محددة، إذا ما قيست حجوم الغازات المتفاعلة في نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة، فمثلاً عند تفاعل حجمين من غاز الهيدروجين مع حجم واحد من غاز الأوكسجين تفاعلاً تاماً، ينتج من ذلك حجمان من بخار الماء، وكذلك يتفاعل حجم واحد من غاز الكلور مع حجم واحد من غاز الهيدروجين لإنتاج حجمين من غاز كلوريد الهيدروجين.

فمثلاً إذا كان حجم غاز الكلور لنرأ واحداً فإنه يحتاج إلى لنر واحد من غاز الهيدروجين للنفاعل معه، وينتج بذلك لنران من غاز كلوريد الهيدروجين، تحت نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة.

إن النسبة بين أعداد المولات هي نفسها النسبة بين الحجوم، فيما أن المول الواحد من أي غاز يحتوي على نفسه من الجزيئات (عد أفوكادرو)، فإن المول الواحد من أي غاز سيكون له نفس الحجم (تحت نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة).

لقد توصل العلماء عملياً إلى أن حجم المول الواحد من أي غاز يساوي ٢٢,٤ لتراً في الظروف القياسية للتفاعل (درجة حرارة صفر س وضغط جوي واحدد)، وقد سمي هذا الحجم بالحجم المولي وهو مقدار ثابت لجميع الغازات. ونوجود علاقة بين حجم الغاز وعدد مولاته فمن المناسب استخدام حجوم الغازات في التفاعلات الغازية للتعبير عن كتلها بدلاً من استخدام وحدة الغرام.

أهمية الطاقة:

تعتبر الشمس المصدر الرئيسي للطاقة على الأرض، وتختزن هذه الطاقة في الوقود والخشب والنبات وغيرها.

وتعــتمد جمــيع مصادر الطاقة على التفاعلات الكيميائية، فمثلاً احتراق الوقود بوجود الأوكسجين هو تفاعل كيميائي، وكذلك احتراق غاز الميثان تفاعل كيميائي كما تمثله المعادلة التالدة:

وتستخدم الطاقة في مجالات الحياة المختلفة.

الطاقة في التفاعلات الكيميائية:

التفاعلات الطاردة للطاقة:

هناك نو عان من التفاعلات الكيميائية، تنتج طاقة وتسمى التفاعلات



الطاردة للطاقة ويمكن تمثيل هذا النوع من التفاعلات بالمعادلة التالية:

طاقة + مواد ناتجة حصمواد متفاعلة

وتفاعلات تستهلك طاقة وتعمى التفاعلات الماصة للطاقة، ويمكن تمثيل هذا الذوع من التفاعلات بالمعادلة التالية:

مواد ناتجة
حسب طاقة + مواد متفاعلة
وهـناك أشـكال أخرى من الطاقة بالإضافة إلى الطاقة الحرارية ترافق
التفاعلات الكيميائية مثل:

- الطاقة الناتجة من احتراق الكيروسين في المصباح.
- الطاقة الناتجة من البطارية الكهربائية في المصباح اليدوي حيث نالحظ أن الطاقسة الضوئية يمكن أن تتبعث أو تمتص في أثناء التفاعل الكيميائي.
- امتصاص طاقة ضوئية مثل عملية تحلل بروميد الفضة التي تطلى بها
 الأفلام الفوتوغرافية.
 - امتصاص طاقة كهربائية: مثل عملية التحليل الكهربائي.

إذاً أنواع الطاقة الأخرى هي:

أ- طاقة انبعاث ضوء وكهرباء.

ب-طاقة امتصاص ضوء وكهرباء.

طاقة (الآصرة) الرابطة الكيميائية:

تترابط الذرات مع بعضها بواسطة الأواصر، والآصرة هي قوة تجاذب تــربط ذرتين أو أيونين معاً، وكلما زانت قوة التجاذب هذه كانت الرابطة أقوى، ويصاحب تكون الآصرة انبعاث طاقة، كما يتضح بالأمثلة التالية:



موسوعة الكيمياء الشاملة

وطاقة الآصرة الكيميائية هي مقدار الطاقة الناتجة عند تكون المادة أو الطاقة الناتجة باختلاف ألواع الطاقة الناتجة باختلاف ألواع المدرب المرت بطة، وبالتالي فأن مقدار الطاقة الناتجة يختلف باختلاف ألواع الأواصر الناتجة.

وإذا أربنا كسر الأصرة (قوة التجانب) بين ذرتين (كالأصرة بين ذرتي الهيدروجين في جزيء H2 مثلاً) فهل يعطى الجزيء H2 طاقة أم يؤخذ منه طاقة؟.

نالحظ في المعادلة رقم (9) أن كسر الآصرة يستهلك طاقة، فإذا أردنا كسر الآصرة بين ذرتي الهيدروجين في جزيء 4 فإننا نحتاج مقداراً من الطاقة يسمى طاقة الآصرة 4 4 4 4 وإذا أردنا كسر الآصرة بين ذرتي الكلور في جزيء 4 وأينا نحتاج مقداراً آخر من الطاقة يسمى طاقة الآصرة 4 4 4 4

وكل نوع من أنواع الأواصر له طاقة آصرة خاصة به وذلك بسبب المختلاف الذرات المرتبطة، وكلما كانت قوة التجانب بين الذرتين اكبر كان مقدار الطاقة اللازم لكسر الآصرة لكبر. ويبين الجدول التالي قيم الطاقة اللازمة لكسر بعض الأواصر بالكيلو جول/مول.

الملائلة العام (المقرم مالغالة	s years	الثالثان مالخيلو جوال معراض	الرابطة الرابطة
147	0-0	173	Н-Н
101	F-F	114	H-C
7 4 7	CI-CI	474	H-N
117	Br-Br	171	H-O
101	I-I	٥٢٥	H-F
747	C-C	444	H-S
747	C-N	£41,4	H-CI
£4A	0=0	417	H-Br
Y01	C-O	444	H-I
V44	C=O	104	N-N
441	NN		

أسئلة على الجدول:

١- أي آصرة هي الأقوى ؟.

ج- الأصرة N≡N لأنها تحتاج طاقة أكبر لكسرها.

٧- أي نرتين قوى التجانب فيها أكبر ؟.

NN-

٣- أي آصرة تحتاج لمقدار طاقة أقل لتكسرها ؟.

I-I - E

٤- مـا مقدار الطاقـة اللازمـة لكسر الأصرة ○□ في مول من جزيئات الأوكسجين ؟.

ج - ٤٩٨ كيلو جول/مول.

الهما تنتج طاقة أكبر، نكون الآصرة (H-O) أم (H-O) ؟.

ج - H-O گبر لأن قيمتها ٢٦٤ كيلو جول/مول.

٣- أي الآصرتين تحتاج طاقة أقل لكسرها N-N أم N≡ N، ولماذا ؟.

ج - N-N تحتاج طاقة أقل لأن قوى النجاذب بينها ناتجة من إلكترونين
 فقـط بيـنما N≡N ناتجـة من ٦ إلكترونات والتغلب على ثلاثة
 أواصر أصعب من آصرة ولحدة.

ويتضمن التفاعل الكيميائي كسر أواصر وتكوين أواصر جديدة، والسؤال هنا هو هل إن طاقة الأواصر في المواد الناتجة تساوي طاقة الأواصر في المواد المتفاعلة أم تختلف عنها ؟ وإذا اختلفت طاقة الأواصر في المواد الناتجة عنها في المصواد المتفاعلة، فما مصير الفرق في الطاقة ببنهما ؟ وللإجابة عن ذلك سندرس المثالين الأتيين:

مثال (١):

عند حرق الميثان CH4 في كمية كافية من غاز الأوكسجين O2 ينتج

موسوعة الكيمياء الشاملة

غــاز ثانـــي أوكسيد الكربون CO_2 ، وبخار الماء H_2O ، ويمكن تمثيل التفاعل بالمعادلة التالية:

 $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$

ولمعرفة هل إن هذا التفاعل ماص أم طارد للطاقة، وأبهما أكبر طاقة $(2H_4+2O_2)$ الأواصر في المواد المتفاعلة $(2H_4+2O_2)$ ، أم في المواد الناتجة $(2H_2O_2)$ ، وكيفية إيجاد مقدار الطاقة المرافقة لهذا التفاعل نقوم بحساب طاقة الأواصر في كل من المواد الناتجة والمواد المتفاعلة ونجد الفرق بينهما كما يلي:

الطاقة الناتجة عن تكوين	الأواصر التي	الطَّالَةُ المُمروفَةَ في كمر	الأواصر التي
الأواضر (كولو جول/مول)	تكونت	الأوامع (كياو جول/مول).	تكيس
V44 × Y	2(C=O)	£4A×Y	2(O=O)
171×1	4(O-H)	£14× £	4(C-H)
٢٥٤٣ كيلو جول		۲۶۶۸ کیلو جول	

نلاحظ كما في الجدول، أن الطاقة الناتجة عن تكون الأواصر في النواتج ٣٤٥٤ كـيلو جول)، أكبر من الطاقة المصروفة في كسر الأواصر في المواد المستفاطة (٢٦٤٨ كيلو جول)، والفرق بينهما (٨١٨ كيلو جول)، يظهر بشكل طاقة منبعثة مرافقة المتفاعل، ويسمى التفاعل في هذه الحالة، طارداً للطاقة.

مثال (٢):

يـتحلل المـاء H2O المحمّض، عند تمرير نيار كهربائي مناسب فيه، ويمكن تمثيل نفاعل التحلل هذا بالمعادلة التالية:

$$H_2 + 2O_2$$
 \longrightarrow $2H_2O$

هل هذا التفاعل ماص أم طارد الطاقة ؟ وأيهما أكبر طاقة الأواصر في المواد المتفاعلة ؟.

نحسب طاقة الأواصر في كل من المواد الناتجة والمواد المتفاعلة ونجد الفرق بينهما في الجدول التالى:

्राह देवीची विधि। विश्वास विश्वास	المولد الثانجة (الأوادي الق	الظافة العصورية أنامي كسر	oral 391 Ilia
(elastiles als)	· Caiasi ·	(کیلتے جواع/محام)	المسالة ا
Y × F#3	2(H-H)	111 × 1	(O-H)
£9.A+	O=O	1407 =	4
144' =			

نلاحظ أن الطاقة الناتجة في المواد الناتجة (١٣٧٠كيلو جول)، قل من الطاقة المصروفة في كمس الأواصر في المواد المتفاعلة (١٨٥٦ كيلو عرام)، والفرق بينهما (٤٨٦ كيلو جول) يزود به التفاعل على شكل طاقة ممتصة للتفاعل، ويسمى التفاعل في هذه الحالة، تفاعلاً ماصاً للطاقة.

تمثيل الطاقة في التفاعلات الكيميائية:

تعستمد كمية الحرارة الناتجة من احتراق الفحم أو النفط على كمية المادة المحسنرقة، ولذلك لابد من كتابة المعادلة الموزونة لأي تفاعل لكي يسهل حساب كمية الطاقة المنبعثة أو الممتصمة من التفاعل بدقة.

فالمعادلـــة الموزونة التي تمثل التفاعل تبين المعاثقات الكمية بين المواد المستفاعلة والمحود المستفاعلة والمحود السناتجة، كما تبين كمية الطاقة المرافقة المتفاعلة والمواد الناتجة، فالطاقة هي جزء من المعادلة وتعامل كما تعامل المواد المتفاعلة والمواد الناتجة فعسندما تنتج طاقة عن التفاعل فإنها تكتب مع المواد الناتجة وإذا استهلكت طاقة أثناء التفاعل فإنها تكتب مع المواد المتفاعلة.

مثال (١): تفاعل طارد للطاقة:

 $H_2 + 1/2 O_2 \longrightarrow 2H_2O + 285.6 KJ$

مثال (٢): تفاعل ماص للطاقة:

Mgo + 602KJ Mg + 1/2 O₂

وهذا يعني أن تفكيك مول واحد من أوكسيد المغنيسيوم يحتاج إلى طاقة مقدارها ٢٠٢ كيلوجول.

الفصل الثاني عشر التفاعل الكيميائي والمعادلة الكيميائية

التفاعل الكيميائي والمعادلة الكيميائية

مفهوم التفاعل الكيميائي:

التفاعل الكيميائي:

هو أي تغير يحدث على مادة أو مجموعة مواد مؤدياً إلى تغييرها وإنتاج مادة أو ماواد من نوع جديد. أو هو تغير يتضمن كسر أواصر موجودة في جزيئات المواد المتفاعلة وتكوين أواصر جديدة في جزيئات المواد الناتجة.

وتكتسب التفاعلات الكيميائية أهمية كبرى في حيانتا، فالتغيرات المختلفة على المسادة تحدث أمام ناظرينا كل لحظة كالغازولين الذي يجترق في محرك السيارة لتوليد طاقة تحركها، وغذاء النبات ينتج من عملية البناء الضوئي بتفاعل ثانسي أوكسيد الكربون والماء، والأنواع المختلفة من الأدوية والألياف الصناعية والأسمدة، وصدأ الحديد، وتعفن الخبز، وتكسير الخشب وحرقه، والإنسان يمضغ الطعام ويهضمه، وورقة الشجرة تصنع السكر والنشا من مواد بسيطة... الخمام هي إلا بعض الاممئلة على نواتج بعض التفاعلات الكيميائية.

فالبيئة المادية التي نعيش فيها مليئة بالتغيرات، ومن هذه التغيرات ما هو بسيط يمكن التعبير عنه ببضع كلمات أو بمعادلة رمزية واحدة، ومنها ما هو معقد يصعب وصفه وتحليله.

وبالنظر لهذا التنوع الكبير في التغيرات فقد قام الكيميائيون بتصنيفها إلى أنسواع بغسرض تعسمهيل دراسستها، وسنعرض لاحقاً بعضاً من هذه التغيرات باستخدام رموز العناصر وصيغ المركبات فيما يعرف بالمعادلة الكيمائية.

صيغ الركبات الأيونية:

هنالك علاقة وثيقة بين موقع العنصر في الجدول الدوري والأيونات التي

تكونها ذراته ويبين الجدول الآتي بعض الأيونات الموجبة والأيونات السالبة الأكثر ثباتاً لبعض العناصر.

Li ⁺ Na ⁺ K ⁺ Rb ⁺ Cs ⁺	Mg +2 Ca +2 Sr +2 Ba+2	AL ⁺³	N ⁻³ P ⁻³	O -2 S -2 Se -2 Te -2	F Cl Br	امثلة
. 1+	· . 44 .	4.+	۲	4-	1-	الشعنة
TA.	· HA	HIA	VA	VIA	VIIA	المجموعة

بعض الأيونات الموجبة والأيونات السالية الأكثر ثباتاً ليعض العناصر

وهذاك الكثير من المركبات الأيونية التي تتكون من أيونات بعضها متعدد السذرات (مكسون من أكثر من ذرة واحدة) مثلاً هيدروكسيد الصوديوم NaOH يستخدم في كثير من الصناعات، (كالصابون، والحرير الصناعي)، فهو مركب يتكون في حالة الصلابة من أيونات الصوديوم $^{+}$ Na وأيونات الهيدروكسيد $^{-}$ OH وعند إذابته في الماء يتفكك إلى الأيونات المكون منها:

$$Na^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$$
 NaOH_(s)

وعند التنقيق في صيغة الأيون $^+$ OH تجد أنه مكون من أكثر من ذرة، فعلاوة على الأصرة الأيونية بين $^+$ Na و OH فإن الذرتين في الأيون OH ترتبطان بآصرة مشتركة.

وتسممى ذرات العناصر التي تتحد مع بعضها بأواصر مشتركة وتحمل شحنة موجبة أو سالبة المجموعة الذرية.

ولكتابة الصيغ الكيميائية للمركبات التي تحتوي على المجوعات الذرية، فإننا نستخدم الطريقة نفسها المتبعة في كتابة صيغ المركبات الأيونية الثنائية.

المادلة الكيميائية:

إذا أردنا التحدث عن أحد التفاعلات الكيميائية ووصفه بدقة، فعلينا أن نبيان نوعية المواد المتفاعلة والناتجة، بالإضافة إلى تركيبها وكمياتها وحالاتها الفيزيائية، والشروط السائدة في أثناء التفاعل مثل كدرجة الحرارة والضغط، والعوامل المساعدة.

ويمكن وصف النفاعل بدقة وبإيجاز بكتابة المعادلة الكيميائية الخاصة به خــذ مثلا تفاعل غازي الهيدروجين والنتروجين لإنتاج غاز الأمونيا يمكن تمثيل هذا التفاعل على اللحو الآتي:

ويبيسن التمشيل السابق نوعية المواد المتفاعلة والداتجة، بالإضافة إلى ظروف التفاعل، ولكنه لا يبين تركيب جزئيات المواد أو النسبة بين أعداد الجزيئات المتفاعلة أو الداتجة، ويمكن توضيح ذلك بكتابة معادلة التفاعل، وذلك بوضع صيغ الجزيئات بدلاً من أسمائها:

ضغط:

فالمعادلة الكيميائية تعتبر طريقة مثالية لوصف التفاعل الكيميائي برموز، ووصــف الظــروف التي تم فيها التفاعل، ووصف الحالة الفيزيائية للمتفاعلات والنوانج.

مثال:

يـــتفاعل غاز الهيدروجين مع غاز النيتروجين بوجود الضغط والحرارة لانتاج غاز الأمونيا.



ويمكن كتابة معائلة كيميائية توضح التفاعل الذي يحدث:

$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$$

إن المعادلة الكيميائية أكثر تبسيطاً من وصف التفاعل نفسه، ونالحظ ذلك من خلال المعلومات التي يمكن استنتاجها من معادلة التفاعل:

١- المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في الحالة الغازية.

٢-يحتاج التفاعل إلى حرارة وضغط لكي يحدث.

٣- لإنـــتاج جزيئيــن مـــن الأمونـــيا (NH₃) يجـــب أن يتفاعل جزيء من
 النيتروجين (N₂) مع ثلاثة جزيئات من الهيدروجين (H₂).

*-تتكسس السروابط الكيمرائسية بيسن كل من ذرات الهيدروجين، وذرات النيتروجين، وتتكون روابط جديدة بينها.

مثال:

أدرس المعادلة الآتية، ثم أجب عن الأسئلة التي تلبها:

$$2H_2O_{2(aq)}$$
 \longrightarrow $2H_2O_{(1)} + O_{2(g)}$

١- ما العامل المساعد المستخدم في التفاعل ؟

٢- ما حالته الفيزيائية؟

٣- ما الهدف من استخدام عامل مساعد في تفاعل ما؟

٤- ما الحالة الفيزيائية للمواد المتفاعلة؟

٥- ما الحالة الفيزيائية للنواتج؟

٣- ما عدد ذرات الأوكسجين في كل من المتفاعلات والنواتج؟

٧- كيف يمكن الاستدلال على حدوث التفاعل؟

الحل:

1- العامل المساعد هو (MnO₂) الصلب.



٢- يهدف العامل المساعد إلى زيادة سرعة التفاعل.

٣-مطول مائسي، ويعنسي أن فوق أوكسيد الهيدروجين H2O2 مذاب في
 الماء.

 H_2O في الحالة السائلة و H_2O في الحالة الغازية.

٥-(٤) ذرات في المتفاعلات، و (٤) في النواتج.

٣- تصاعد غاز الأوكسجين.

كتابة المعادلة الكيميائية بصورة صحيحة:

لكتابة المعادلة الكيميائية بصورة صحيحة يتطلب التالى:

٩ معرفة المواد المتفاعلة والمواد الناتجة.

٧- معرفة الرموز الصحيحة للعناصر والصيغ الكيميائية للمركبات المتفاعلة
 والذائجة.

٣- معرفة رموز الحالة الفيزيائية كما هي موضحة في الجدول التالي:

ر مز ها	الدالة الفيزيائية
(g)	غاز
(1)	سائل
(s)	صلب
(aq)	محلول مائي

٥- مراعاة قانون حفظ المادة عند موازنة المعادلة.

مثال (١):

اكتب معادلة موزونة تمثّل تفاعل الألومنيوم مع غاز الأوكسجين لإنتاج أوكسيد الألمنيوم الصلب.

الحل:

أولاً: نحدد المواد المتفاعلة والمواد الناتجة:



المتفاعلات المونيوم + غاز الأكسجين النواتج أكسيد الألمنيوم

وعليه يمكن كتابة معادلة لفظية للتفاعل:

أكسجين + ألومنيوم ---- أكسيد الألمنيوم

ثنائياً: نكتب صبيغ العناصر والمركبات الداخلة في التفاعل.

أكسجين: О2 (تعلم أن الأكسجين يوجد على شكل جزيئات ثنائية الذرة).

الومنيوم: A1 (تعلم بأن الألومنيوم فلز، لذا فهو يكتب على شكل ذرات مستقلة بدون أرقام}.

اکسید الالومنیوم 3+ کا Al O Al₂O₃

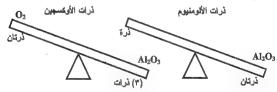
وعليه يمكن تحويل المعادلة اللفظية السابقة إلى معادلة رمزية على النحو التالي: $Al + O_3$

ثالثاً: نضع رموز الحالة الفيزيائية:

أوكسيد الألومنيوم:

 $Al_{(s)} + O_{2(g)}$ \longrightarrow $Al_2O_{3(s)}$

رابعاً: نحقىق قانون حفظ المادة بموازنة المعادلة. ننظر إلى عدد الذرات قبل الموازنة.



ولموازنة ذرات الألومنيوم، نضرب ذرات الألومنيوم في المواد المتفاعلة في (٢) ستذكّر دائماً أنه أثناء موازنة المعادلة الكيميائية لا يجوز تغيير الصيغ الكيميائية للمواد، ولذلك توضع المعاملات على يسار الصيغة.

2A1 Al₂O₃

ذرتان ذرتان

إلا أن عدد الدرات لا زالت غير موزونة، ولتحقيق الموازنة نضرب الأوكسجين في (٣) و أكسيد الألومنيوم في (٢) لتصبح المعادلة: $2AI_{(s)} + 3O_{2(g)} - 2AI_{2}O_{3(s)}$ نلاحظ أن عدد ذر ات الأوكسجين أصبحت موزونة منة:

3O₂ 2Al₂O₃

O₂ + O₂ + O₂ جزيئات (٣) جزيئات

ولكن ذرات الألومنيوم اختل عددها عند موازنة الأوكسجين، وعليه نعود لموازنة الألومنيوم بضرب (Alz) في (٢) لتصبح المعادلة:

 $4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2Al_2O_{2(s)}$ التحقق من الموازنة:

\$\frac{3O_2}{2Al_2O_3}\$
\$\frac{4A1}{2Al_2O_3}\$
\$\frac{2Al_2O_3}{3\times \text{tclin}}\$
\$\frac{1}{3\times \text{tclin}}\$
\$\frac{1}{3\times \text{tclin}}\$
\$\frac{1}{3\times \text{tclin}}\$
\$\frac{1}{3\times \text{tclin}}\$
\$\frac{1}{3\times \text{tclin}}\$
\$\frac{1}{3\times \text{tclin}}\$

وتسمى عملية الموازنة بهذه الطريقة باسم طريقة المحاولة والخطأ.

سىۋال:

في المعادلة الكيميائية غير الموزونة التي تمت موازنتها في المثال السابق، وهي:

 $A1 + O_2 \longrightarrow A1_2O_3$ \vdots $A1_2O_3$ $A1_2O_3$ $A1_2O_3$

فهل تحقق المعادلة الآن قانون حفظ المادة ؟ وهل أن المعادلة صحيحة ؟ الحل:

لقد حققت المعادلة قانون حفظ المادة، فعدد ذرات الأوكسجين والألمنيوم في كل من المتفاعلات والنواتج موزونة، إلا أن المعادلة غير صحيحة فصيغة أوكسيد الألمنيوم ليست Al₂O₂.

مثال (۲):

الهيدرازيسن N₂H₄ مركب سام، وسائل عند درجة حرارة الغرفة، ويستخدم وقوداً فسي صواريخ لرتياد الفضاء، عند مزج الهيدرازين بأوكسيد النيتروجيسن (N₂O₄(IV) فإنهما يتفاعلان بشدة ليكونا غاز النيتروجين والماء السائل، مثل هذا التفاعل بمعادلة موزونة.

الحل:

المعادلة اللفظية:

بإضافة رموز الحلة الفيزيائية:

 $N_2H_4 + N_2O_4 \longrightarrow N_2 + H_2O$

نلاحـــظ أن النيتروجين يتكرر (٣) مرات في المعادلة، لذا يفضل تأجيل موازيته في آخر خطوة.

أولاً: موازنة الأوكسجين

نضرب H2O في المعامل (٤) لتصبح المعادلة:

 $N_2H_{4(l)} + N_2O_{4(l)}$ \longrightarrow $N_{2(g)} + 4H_2O_{(l)}$ ثانياً: موازنة الهيدروجين:

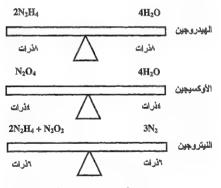
نضرب N_2H_4 في المعامل (٢) اتصبح المعادلة:

 $2N_2H_{4(l)} + N_2O_{4(l)} \longrightarrow N_{2(g)} + 4H_2O_{(l)}$

نضرب N2 في المعامل (٣) لتصبح المعادلة:

$$2N_2H_{4(1)} + N_2O_{4(1)} \longrightarrow 3N_{2(g)} + 4H_2O_{(1)}$$

التأكد من الموازنة:



نوزن أولاً الذرات الأقل تكراراً في المعادلة

مثال:

يُحضَر غاز الكلور في المختبر من تفاعل أوكسيد المنغنيز (IV) الصلب مــع محلول حامض الهيدروكلوريك لينتج فضلاً عن غاز الكلور، الماء وكلوريد المنغنيز (II) اكتب المعادلة الموزونة لهذا التفاعل.

الحل:

المعادلة اللفظية:

أكسيد المنظيز (IV) + حمض الهيدروكلوريك ----> غاز الكلور + كلوريد المنظيز (IV) المعادلة الرمزية:

$$MnO_2 + HCl \longrightarrow Cl_2 + H_2O + MnCl_2$$

(April 1.2)

$$MnO_{2(s)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow Cl_{2(g)} + H_2O_{(1)} + MnCl_{2(s)}$$

خطوات الموازنة:

أولاً: موازنة المنغنيز

ثانياً: موازنة الاوكسجين

نضرب ${
m H}_2{
m O}$ في المعامل (٢) لتصبح المعادلة:

 $MnO_{2(s)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(1)} + MnCl_{2(s)}$

ثالثاً: موازنة الهيدروجين

نضرب HCl في المعامل (٤) لتصبح المعادلة:

 $MnO_{2(s)} + 4HCl_{(aq)} \longrightarrow Cl2(g) + 2H_2O_{(1)} + MnCl_{2(s)}$

رابعاً: موازنة الكلور

عدد ذرات الكلور متساو في طرفي المعادلة.

111

العادلات الأبونية:

تحدث كثير من التفاعلات الكيميائية في المحاليل المائية بين الأيونات، فعند إذابة كثير من المواد في الماء فإنها تتفكك إلى أيونات وكما نعلم بأن المواد الأبونية تنتج من تجانب أبونين متعاكسين في الشحنة.

مثال:

ينتج كلوريد الصوديوم الصلب من تجانب أيون صوديوم موجب (Na) مسع أيون كلوريد سالب (CI)، ويرتبطان فيما بينها برابطة أيونية قوية، ولكن عند إذابة كلوريد الصوديوم في الماء، تتفكك هذه الأيونات كما توضح المعادلة التالية:

$$NaCl_{(s)}$$
 H_2O $Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

لذا يمكن التعبير عن محلول كلوريد الصوديوم بالصيغة NaCl(80) وتعني هذه الصيغة أن لدينا محلو لا لكلوريد الصوديوم يحتوى على أيوني *Na، CI منفصلين، ولكن كيف يحدث التفاعل عند خلط محاليل مواد أيونية معاً. لننظر إلى المثال التالي:

عند إضافة محلول ماثى لحامض الهيدروكلوريك إلى محلول مائي لهيدروكسيد الصوديوم يحدث تفاعل ينتج عنه الماء وكلوريد الصوديوم.

المعادلة اللفظية للتفاعل هي:

حمض الهيدر وكلوريك + هيدر وكسيد الصوبيوم ──كماء + كلوريد الصوبيوم المعادلة الرمزية هي:

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(1)}$$

ويما أن المواد الأيونية تتفكك في الماء، لذا يمكن تمثيل المعادلة الرمزية السابقة على الصورة الآتية، والتي تسمى المعادلة الأيونية الإجمالية:

 $H^{+}_{(aq)} + CI_{(aq)} + Na^{+}_{(aq)} + OH_{(aq)} \longrightarrow Na^{+}_{(aq)} + CI_{(aq)} + H_2O_{(1)}$

نلاحظ من خلال المعادلة السابقة أن كل من أيوني Na⁺ ،CI لم يطرأ علـ يهما أي تغيير، ولم تشترك في التفاعل، لذا يمكن حذفهما من التفاعل لتصبح المعادلة على النحو التالى:

$$H^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)} \longrightarrow H_2O_{(1)}$$

تسمى هذه المعادلة بالمعادلة الأيونية الصافية. وتسمى الأيونات التي لم تشارك في التفاعل بالأيونات المتفرجة.

لنكويسن معادلــــة أيونــــية صافية نفكك المواد الذائبة في الماء، ونحذف الأيونات المتفرجة.

صيغة مركب أيوني:

نتبع الخطوات التالية:

Al₂O₃ C_nA_m

أمثلة أخرى:

alleration.		And the state of the state of	Licinstin Cons	يالانير
هيدروكسيد الصوديوم	Na ₂ O	2(Na+,O2-)	O ²⁻	Na ⁺
كلورور الحديد اا	FeCl ₂	(Fe ²⁺ ,2Cl ⁻)	Cl	Fe ²⁺
كبريتات الألومنيوم	Al ₂ (SO ₄) ₂	2(Al ³⁺ ,3SO ₄ ²⁻)	SO ₄ ² -	Al ³⁺

الأيونات المكونة لمركب أيونى:

نتبع الخطوات التالية:

۱- نتعرف على صبغة المركب الأيوني مثال -١ Al₂O₃ C₀A_m

٢- نحدد عدد الذرات من كل عنصر مكون للمركب الأبوتي
 ٣- نحد عدد الذرات من كل عنصر مكون للمركب الأبوتي
 ٣- نحد عدد الذرات من كل عنصر مكون للمركب الأبوتي

 $^{+}$ نعتمد على الحواد الكهريائي لتحديد الأيونين $^{+}$ 30° $^{-}$ 3 $^{+}$ 3 $^{-}$ 3 $^{-}$

ويالتائي فالأبونين هما: Al⁺³ 'O⁻² د^{-m} ه. A⁻ⁿ

امثلة أخرى:

اسم المركب	صيفة المركب الأيوني	الأيون السالب	الأيون الموجب	ات من نصر	عدد الذر کل ع	المركب الأيوني	
كلورور الصوديوم	(Na ⁺ ,Cl')	CI	Na ⁺	CI	Na	NaCl	
كلورور الحديد اا	(Fe ²⁺ ,2Cl)	cr	Fe ²⁺	Cl2	Fe,	FeCl ₂	
كبريتور الحديد ااا	2(Fe ³ ,3S ²)	S ⁻²	Fe ⁺³	S ₃	Fe ₂	Fe ₂ S ₃	

الجزيئات:

نتبع الخطوات التالية:

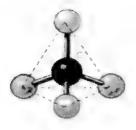
١- نتعرف على الذرات المكونة للجزيئة المراد تحديدها.

٣- بعد توزيع الإلكترونات على مستويات الطاقة نحدد عدد إلكترونات التكافؤ.

٣- نستنتج عدد الإلكترونات التي يمكن أن تشارك بها كل ذرة على حدة.

٤ - نستنتج الأواصر الممكن أن ترتبط بها كل نرة.

٥- نحدد الصيغ المنشورة و الإجمالية للجزيئة.



مثال:

نحــدد الصــيغ المنشورة والإجمالية لجزيئة مكونة من ذرة كربون وذرة أوكسجين وعدد من ذرات الهيدروجين.

r (1995-)	، ترتبط		الأو اصر	ممكن أن تساهم ب	عدا إلكتر وثات النكافؤ	ئ رنائ ع	وز ب کثر آ	gy gyl i	الذرات
الهيدر وجيست النمسا يكسون أصرة تساهمية بسيطة واحدة فقط			X	1	1			1	II-II ş
		X	Х	2	- 6		6	2	(18
	X	X	X	3	5		5	2	N_7
	x	х	x	4	4		4	2	C ₆

طريقة موازنة معادلة كيميائية:

- ١- نتعرف على المتفاعلات و النواتج.
- ٢- تحديد صبيغ المتفاعلات و النواتج و حالاتها الفيزيائية.
- ٣-كــتابة المعادلة متوازنة علما أن نفس عدد الذرات من عنصر معين جهة المتفاعلات مطابق لعدد ذرات نفس العنصر جهة النواتج.

مثال:

$$C_4H_{10} + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

$$C_4H_{10} + O_2 \longrightarrow 4CO_2 + H_2O$$

$$C_4H_{10} + O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 5H_2O$$

$$C_4H_{10} + 13/2 O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 5H_2O$$

4/14

17 = 0,1 + 1,4

المعادلات لا تقبل سوى معاملات صحيحة وبالتالي فالمعادلة تكتب على الشكل التالي:

$$2~C_4H_{10}~+~13~O_2~---->~8~CO_2~+~10~H_2O$$
 أنواع التفاعلات الكيميائية:

لا يمكن حصر أدواع التفاعلات الكيميائية ولغرض تسهيل دراسة التغيرات الكيميائية وتخفيف الكثير من التفاصيل، قام العلماء بتصنيف التفاعلات الكيميائية اعتماداً على مشاهداتهم وأبحاثهم والظواهر التي تحدث أمامهم بطريقة مبسطة، ونورد بعضاً منها:

- ١) تفاعلات الاتحاد أو الضم.
- ٢) تفاعلات التفكك أو التحال.



- ٣) تفاعلات التبادل البسيط أو الإحلال الأحادي.
- ٤) تفاعلات التبادل المزدوج أو الإحلال المزدوج.
- ه) تفاعلات التأكسد والاختزال أو الأكسدة والإرجاع.

أولاً: تفاعلات الاتحاد أو الضم:

من التفاعلات البسيطة التي نعرفها ونشاهد آثارها صدأ الحديد، ويتم هذا التفاعل بين الحديد والهواء الرطب (يحتوي الهواء على الأوكسجين وبخار الماء وهما اللذان يتفاعلان مع الحديد وينتج عن هذا التفاعل صدأ الحديد)، ويمكن أن نمثل الأمر بطريقة بسيطة كما يلى:

ولندرس المعادلات الآتية جيداً، ثم نحاول أن نجد صفة مشتركة بينها:

$$2\text{-}2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2NaCl_{(s)}$$

$$3-2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2MgO_{(s)}$$

$$4-CO_{2(g)} + MgO_{(s)} \longrightarrow MgCO_{3(s)}$$

$$5-N_2O_{5(g)} + H_2O_{(1)} \longrightarrow 2HNO_{3(aq)}$$

6- BaO_(s) + H₂O₍₁₎
$$\longrightarrow$$
 Ba(OH)_{2(aq)}

نلاحـــظ أن المعادلات السابقة جميعها تشتمل على نفاعل مادتين ويكون الناتج مادة واحدة إما أن تكون أوكسيداً فلزياً أو أوكسيداً لا فلزياً أو ملحاً.

تفاعل الاتحاد: تفاعل يتم بين مادتين أو أكثر التكوين مادة واحدة جديدة.

الصيغة العامة لتفاعل الاتحاد:

وتأخذ تفاعلات الاتحاد الشكل العام الآتى:

عنصر أو مركب + عنصر أؤ مركب ـــــهمركب

مثال (١):

عند إضافة الماء إلى أوكسيد الكالسيوم (الجير الحي) CaO ينتج مركب هيدروكسيد الكالمسيوم (الجير المطفأ أو الشيد) الذي يستخدم في البناء وطلاء سيقان الأشجار.

١ -- أكتب معادلة رمزية تمثل التفاعل.

٧- ما نوع التفاعل.

الحل:

٢- تفاعل اتحاد.

نلاحظ أن تفاعل أوكسيد فلزي مع الماء يعطى قاعدة.

مثال (۲):

يتفاعل غاز أكسيد الكبريت (VI) مع الماء ليعطي حامض الكبريتيك.

١ - اكتب معادلة رمزية تمثل التفاعل.

٧- ما نوع التفاعل ٩.

الحل:

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4 - 1$$

٢- تفاعل اتحاد.

نلاحظ أن تفاعل أوكسيد لا فلزي مع الماء يعطي حامضاً.

ثانباً: تفاعلات التحلل:

لندرس المعادلات الآتية جيداً، ثم نحاول أن تجد صفة مشتركة بينها:

1-
$$2H_2O_{(1)}$$
 \longrightarrow $2H_{2(g)} + 2O_{2(g)}$

$$2-2HgO_{(S)}$$
 Δ $2Hg_{(1)} + O_{2(g)}$

$$3-2KClO_{3(s)}$$
 \longrightarrow $2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$

4- $CaCO_{3(s)}$ \longrightarrow $CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$ 5- $2NaHCO_{3(s)}$ \longrightarrow $Na_2CO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$

نلاحــظ أن المعادلات السابقة جميعها تشتمل على تحلل أو تفكك مركب واحد إلى مادنين أو أكثر وقد تكون النواتج عناصر أو مركبات.

تفساعل الستحلل: تفاعل يتم فيه تحلل مركب واحد إلى مادتين أو أكثر، ويحتاج حدوثه- في الغالب – إلى حرارة.

الصبيغة العامة لتفاعل التحال:

 $AB \longrightarrow A + B$

وقد يستحلل المركب إلى عنصر ومركب واحد أو أكثر، مثل تحلل كاسورات العناصر القلوية مثل كلورات البوتاسيوم (KCIO₃) بالحرارة إلى كلوريد الفلز والأوكسجين كما في المعادلة القالية:

$$2KClO_{3(s)} \quad \frac{\Delta}{MnO_2} \quad 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$$

ولهذا تستخدم كلورات البوتاسيوم لتحضير غاز الأوكسجين في المختبر. وقد ينستج من تحلل المركب مركبان أو أكثر، مثل تحلل كربونات الفلز مثل كربونات الكالسيوم (الحجر الجيري) بالحرارة إلى أوكسيد الكالسيوم (الجير الحيل الحيل عن ويتحرر غاز ثاني أوكسيد الكربون:

$$CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$
 \triangle $CaCO_{3(s)}$

أما كربونات الفازات الهيدروجينية مثل كربونات الصوديوم الهيدروجينية NaHCO3 (مسحوق الخبيز) فإنها تحلل بالحرارة إلى كربونات الصوديوم وغاز ثاني أوكسيد الكربون وبخار الماء.

١- تحلل كربونات الفلزات بالحرارة يعطى أوكسيد الفلز وغاز ثاني أكسيد

الكربون.

٢- تحلسل كسربونات الفلزات الهيدروجينية بالحرارة يعطي كربونات الفلز
 وغاز ثاني أوكسيد الكربون وبخار الهاء.

مثال (١):

ما نواتج كل من تفاعلات التحلل الآتية ؟ مثل هذه التفاعلات بمعادلات لفظية ورمزية موزونة:

١- تحلل كربونات المغنيسيوم الهيدر وجينية بالحرارة.

٢ - تحلل كربونات الكادميوم CdCO₃ بالحرارة.

الحل:

$$\sim 2$$
 کربونات الکادمیوم $\sim 10^{-4}$ ثانی آکسید الکربون + آکسید الکادمیوم $\sim 10^{-7}$ $\sim 10^{-7}$

مثال (۲):

يتحال بروميد الفضية AgBr (المستخدم في طلاء الأفلام الفوتوغرافية) بوجــود الضـــوء إلى عناصره. أكتب معادلة موزونة لهذا النفاعل، ثم حدد نوع التفاعل.

الحل:

نوع التفاعل: تحلل.

ثالثاً: تفاعلات الإحلال الأحادي:

ندرس المعادلات الآتية جيداً، ثم نحاول أن نجد صفة مشتركة بينها: $Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$

$$\begin{split} Mg_{(s)} + CuSO_{4(aq)} & \longrightarrow MgSO_{4(aq)} + Cu_{(s)} \\ Cu_{(s)} + 2AgNO_{3(aq)} & \longrightarrow Cu(NO_3)_{2(aq)} + 2 \\ 2Na_{(s)} + 2H_2O_{(1)} & \longrightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)} \end{split}$$

نلاحظ أن المعادلات السابقة جميعها تشتمل على إحلال عنصر نشيط محل عنصر آخر أقل نشاطاً في مركب:

$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(aq)}$$

فقى المعادلة الأولى تالحظ أن:

الخارصين حل محل الهيدروجين في حامض الهيدروكلوريك، ومثل هذه الستفاعلات تعرف بتفاعلات الإحلال الأحادي، ومنها تفاعل بعض العناصر مع الماء أو الأحماض أو بعض العناصر مع محاليل مركبات عناصر أخرى.

تفاعل الإحلال الأحادي: هو تفاعل يتم فيه إحلال عنصر نشط محل عنصر آخر أقل نشاطاً في أحد مركباته، الصيغة العامة لتفاعل الإحلال الأحادي:

$$C + AB \longrightarrow CB + A$$

مثال (١):

أكمــل معــادلات التفاعلات الآتية، ووازنها، واذكر اسم العنصر النشط والعنصر الأقل نشاطاً الذي حل مطه.

$$2-K_{(s)}+H_2O_{(1)}$$

$$3- Fe_{(s)} + CuSO_{4(aq)}$$

الحل (١):

$$1-Mg(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow MgCl2(aq) + H2(g)$$

العنصر النشيط: Mg

العنصر الأقل نشاطاً: H



$$2-2K_{(s)} + 2H_2O_{(1)}$$
 \longrightarrow $2KOH_{(aq)} + H_{2(g)}$

العنصر النشط: K

العنصر الأقل نشاطأ: H

$$3- Fe_{(s)} + CuSO_{4(aq)}$$
 FeSO_{4(aq)} + Cu_(s)

العنصر النشط: Fe

العنصر الأقل نشاطاً: Cu

مثال (٢):

يتفاعل النحاس مع محلول نترات الفضة مكوناً بلورات فضية.

اكتب معادلة موزونة تمثل التفاعل.

٧- أكتب معادلة أيونية إجمالية تمثل التفاعل.

٣- اكتب معادلة أيونية صافية تمثل التفاعل.

١٤ ما نوع التفاعل.

الحل:

أهمية تفاعلات الإحلال الأحادي:

تكمن أهمية تفاعلات الإحلال الأحادي في استخدامها لتحضير العناصر من مركباتها، فمثلاً يعتبر تفاعل الفلزات النشطة مع الأحماض مثل $(H_2SO_4,\ HCI)$ من الطرق الشائعة لتحضير غاز الهيدروجين في المختبر.

فعند وضع الخارصين في محلول حامض الكبريتيك فإن الخارصين يحل محل الهيدروجين كما في المعادلة التالية:

$$Zn_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow ZnSO_{4(aq)} + H_{2(g)}$$



ويمكن كتابة المعادلة السابقة على الصورة الأيونية الآتية:

 $Zn_{(s)} + 2H^{+}_{(aq)} + {}_{(aq)} + H_{2(g)}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + SO SO$

وبإهمال أيونات الكبريتات 2SO غير المتفاعلة نحصل على المعادلة 4SO الأد ندة الصافحة التالية:

ويمكــن تحضير البروم عند إمرار غاز الكلور في محلول يحتوي على أيونات البروميد مثل محلول بروميد النحاس، كما في المعادلة التالية:

 $Cl_{2(g)} + CuBr_{2(aq)}$ \longrightarrow $CuCl^{-}_{(aq)} + Br_{2(l)}$

Cl_{2(g)} + 2Br (aq) → 2Cl (aq) + Br_{2(l)}

يحدث هذا النوع من التفاعلات عند مزج محلولين لمركبين أيونيين ، حيث تتبادل الأيونات في المركبين أوضاعهما مكونة مواد جديدة تظهر على شكل مواد مترسبة أو غازات.

تفاعل الإحلال المزدوج:

تفاعل يتم بين مركبين، بأن يحل الأيون الموجب من أحدهما محل الأيون الموجب في الآخر. والصيغة العامة لتفاعل الإحلال المزدوج:

AB + CD → AD + CB

تقسم تفاعلات الإحلال المزدوج إلى ثلاثة أقسام:

أ) تقاعلات الترسيب:

مثال:

تكون رامب من كلوريد الفضة عند مزج محلولي نترات الفضة وكلوريد الصوديوم كما في المعادلة:

المعادلة الرمزية:

AgNO_{3(aq)} + NaCl_(aq) → AgCl_(s) + NaNO_{3(aq)} : المعادلة الأبو نبة الإجمالية

تفاعلات الأحماض مع القواعد هي الأخرى تفاعلات إحلال مزدوج. جـ) تفاعلات تؤدى إلى انطلاق غازات:

هذاك تفاعلات لمحلال مزدوج تؤدي إلى انطلاق غاز، مثل تحضير غاز CO2 في المختسبر من تفاعل حامض الهيدروكلوريك مع كربونات الكالسيوم حسب المعادلة:

 $CaCO_{3(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow CaCl_{2(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$ خامساً: تفاعلات التأكسد والإخترال أو الأكسدة والإرجاع:

بدأ مفهوم الأكسدة تاريخياً عندما أطلقه العلماء على اتحاد الأوكسجين بالعناصر الأخرى، فمثلاً في التفاعل:

$$S(s) + O2.g.$$
 SO2.g.

تأكسد الكبريت، ولكن المفهوم سرعان ما اتسع وتطور ليشمل تفاعلات لا يشارك فيها الأوكسجين وربط به مفهوم آخر مترافق معه دائماً هو مفهوم الاخترال.

مفهوم الأكسدة والاختزال:

لقد تطور هذا المفهوم وتعدل، شأنه في ذلك شأن المفاهيم والحقائق العلمية الأخرى التي تخضع للتبدلات والتغيرات، فبعد اكتشاف مكونات الذرة، وتحديد مفهوم الذرية، لمم تعد تفاعلات الأكسدة والاختزال ترتبط بإضافة الأوكسجين أو نزعه، بل أصبحت تقيير إلى أي تفاعل يحدث فيه تبادل إلكتروني بين بعض المواد المتفاعلة مما يؤدي إلى تغير في ذرياتها وظهورها بشكل جديد في النواتج.

ولتوضيح نلك، لندرس تفاعل اتحاد الصوديوم والكلور لتكوين ملح الطعاء:

ولـو أردنـا أن نحـدد نوع هذا التفاعل، نقلنا بلا تردد إنه تفاعل اتحاد مباشـر وهـذا صحيح، ولكن لننظر إلى الموضوع من زاوية أخرى، فغي هذا السفاعل تمنح كل نرة من ذرات الصوديوم إلكترونا لكل نرة من ذرات الكلور، وهكـذا تتغير ذرية الصوديوم فبعد أن كانت تساوي صفر عندما كان الصوديوم لوحـده (6) Na i وقبل أن يدخل في تفاعل مع الكلور، أصبحت ذريته +1 في أثناء وبعد دخوله التفاعل أي أنه أصبح أيون Na i.

إن ذرة الصــوديوم ازدانت عددياً من المواد المنفاعلة إلى النواتج وهذا واضح من أن +1 أكبر من صفر، وهذا ما انقق العلماء على تسميته تأكسداً.

أما ذرة الكلور فيعد أن أخذت الإلكترون من ذرية الصوديوم تحولت إلى أبسون الكلوريد السالب $^{+1}$ $^{-1}$ اقد نقصت ذرية الكلور عددياً من المواد المتفاعلة إلى النواتج وهذا واضح من أن $^{-1}$ أصغر من صغر، وهذا ما اتفق العلماء على تسميته اختزالاً (إرجاعاً).

نلاحظ أن كل نرة صوديوم تمنح إلكتروناً تجد من يأخذه منها حالاً وهو ذرة الكلور، وليس هنالك أي إلكترونات تضيع أثناء هذه العملية المتواقتة، فكلما تأكسدت نرة صسوديوم اختزلت مقابلها ذرة كلور، وهكذا فالأكسدة والاختزال عمليتان مترافقتان ولا يمكن أن تحدث إحداهما دون حدوث الأخرى.

لقد تحدثنا أعلاه عن مفهوم الذرية، فهو أساس في تفاعلات الأكسدة والاخترال، ويرتبط مفهوم الذرية بكسب وخسارة الإلكترونات وبالأواصر، والنقطة المرجعية فسي تحديد ذرية العنصر هي ذرة واحدة من العنصر، فذرية الصوديوم + 1 لأن ذرة واحدة منه تملح إلكتروناً واحداً وذرية الكلور - 1 لأن ذرة واحدة منه تقبل إلكتروناً واحداً. وهــناك أيضاً مصطلح آخر مرادف لمصطلح الذرية وهو رقم الأكسدة (أو عــدد التأكســد) وعلى الرغم من وجود اختلاقات بين مفهوم الذرية ومفهوم عدد التأكسد إلا أننا نستخدمهما كمترادفين فلا تستغرب إذا وجدتنا نستخدم الواحد منهما بدلاً عن الآخر.

الذرية:

هـــي عدد الأواصر التي تعملها ذرة واحدة من العنصر حينما تدخل في التحاد كيميائي مع ذرة أخرى.

ونستخدم مصطلح الذرية عادةً مع المركبات التساهمية (ذات الأولصر المشتركة) التسي يكون طرفاها أو أطرافها من اللافلزات مثل الماء وحامض الكبرينيك H2SO4.

تدریب (۱):

جدُ بنفسك ذرية كل من الهيدروجين والأوكسجين في الماء.



تدریب (۲):

جدْ أيضاً ذرية كل من الهيدروجين والكربون في الميثان.





رقم الأكسدة (عدد التأكسد):

هو عدد الشحنات الموجبة أو السالبة التي يفترض أن تحملها الذرة ضمن جزيئة المركب أو التي يحملها الأيون، وأن عدد تأكسد العنصر الحر = صفر فهو لم يتفاعل (لم يفقد أو يكتسب إلكترونات) مثل:

.Zn و Cl و Cu+2 أو Zn

ويُستخدم مصطلح رقم الأكسدة في حالة المركبات الأبونية التي تجمع بيسن فلسز ولا فلسز أو بين فلز ومجموعة سالبة مثل NaCl, Cas، ،NaCl, Cas. .Mg(OH)₂

التأكسد:

هي عملية فقدان إلكترون أو أكثر مصحوبة بزيادة في عدد التأكسد مثل: $Zn^0 \longrightarrow Zn^{+2} + 2e^-$

الاختال:

هـــي عملية اكتساب إلكترون أو أكثر مصحوبة بنقصان في عدد التأكمد مثل:

$$Zn + Cu^{+2} \longrightarrow Zn^{+2} + Cu$$

$$Zn^{+2} \longrightarrow Zn - 2e$$

$$Cu^{0} \longrightarrow Cu^{+2} + 2e$$

وقمــد مـــر بــــنا في تفاعل الإحلال الأحادي الذي يحدث بين الخارصين وحامض الهيدروكلوريك الذي تمثله المعادلة التالية:

$$Z_{n_{(s)}} + 2H^{+}_{(aq)} \longrightarrow Z_{n}^{+2}_{(aq)} + H_{2(aq)}$$
 ولكن كيف تتحول ذرات Z_{n} إلى أيونات Z_{n}^{+2} وكيف يتحول الأيون Z_{n}^{+2} إلى غاز Z_{n}^{+2} .

من المعروف أن الذرة المتعادلة تتحول إلى أيون موجب عندما تغقد

الإلكترونات، وذرة الخارصين لديها الميل لفقد الكترونين، فتتحول ذرة Zn إلى أيون Za+2 على النحو النالي:

 $Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + 2e^{-}$

2H⁺_(aq) + 2e - H_{2(g)}

أي أن هـناك عمليتي تفاعل متلازمتين، تُحدَّثان في وقت ولحد إحداهما يـتم فـيها فقـدان الكترونات وتسمى عملية التأكسد، والأخرى يتم فيها اكتساب إلكترونات وتسمى عملية الإخترال.

كما تسمى تفاعلات الاتحاد التي يتحد فيها عنصران لتكوين مركب أو التي يتحد فيها عنصر ومركب لتكوين مركب جديد تفاعلات التأكسد والاختزال. قواعد حساب عدد التأكسد:

القواعد الآتية بجب أن تؤخذ بالاعتبار عند تحديد عدد تأكسد العنصر في المركب:

١ - عدد تأكسد العناصر النقية يساوي صفراً.

العناصـــــر النقية هي التي تتكون من نوع واحد من الذرات بغض النظر عن عددها.

امثلة:

- عد تأكسد الصوديوم Na يساوي صفر أ.
- عدد تأكسد الفوسفور ،P يساوى صفراً.
 - عدد تأكسد الكلور Cl₂ يساوي صفر أ.
 - عدد تأكسد الكبريت S₈ يساوي صفراً.

٢-عـدد التأكسد للأيون البسيط يساوي العدد الذي يحمله في المقدار وفي
 الإشارة.

الأيون البسيط هو الأيون المكون من ذرة ولحدة.

مثال:

عدد تأكسد أيون المغنيسيوم ⁺² Mg هو (+۲).

٣- عد تأكسد الأوكسجين غالباً يساوي (٢٠):

أمثلة:

الماء (أوكسيد الهيدروجين) H₂O ، أوكسيد الصوديوم Na₂O ، أوكسيد المغنيسيوم Mgo.

باستثناء الحالتين:

أ- فوق الأكاسيد يكون عدد تأكسد الأكسجين فيها، هو (-١).

 Na_2O_2 أمسئلة: فــوق أوكسيد الهيدروجين H_2O_2 ، فوق أوكسيد الصوديوم MgO_2 فوق أوكسيد المغنيسيوم

 μ إذا أتحد الأوكسجين مع الفلور يكون عدد تأكسد الأوكسجين هو $(+\Upsilon)$ في مركب إذا أتحد الأوكسجين و OF_2 نلاحظ أن المركب OF_2 يسمى فلوريد الأوكسجين والمقطع (بد) في المركبات يضاف للأيون السالب، إن عدد تأكسد الأوكسجين موجب والفلور سالب في هذا المركب لأن الفلور أعلى كهروسالبية من الأوكسجين (أي أن ميله لكسب الإلكترونات أعلى من الأوكسجين).

٤ - عدد تأكسد الهيدروجين هو (+١):

أمثلة: الماء H2O، هيدروكسيد الصوديوم NaOH

عدا حالة ولحدة يكون عدد تأكسد الهيدروجين فيها (-١) وذلك لذا اتحد مع عنصر أقل كهروسلبية فيه كما في هيدريدات الفلزات.

أمثلة: هيدريد الصوديوم NaH، هيدريد المغنيسيوم MgH2.

عدد تأكسد الفلزات دائماً موجب، لأن الفلزات دائما تميل لفقد الالكترونات.

٣- عدد تأكسد فلزات عناصر المجموعة (IA) دائماً هو (+١).

Li	
Na	
K	
Rb	

٧- عدد تأكسد عناصر المجموعة (IIA) دائماً هو (+٢).

IIA				
Be				
Mg				
Ca				
Ba				

٨- مجموع أعداد التأكسد للذرات في المركب المتعادل يساوى صفرا.

المركب المتعادل لا يحمل أي شحنة ظاهرة.

٩- مجمـوع أعـداد التأكسـد للأبون عديد الذرات يساوي شحنة الأبون في المقدار والإشارة.

الأيــون عديد الذرات (الأيون المعقد) هو الأيون الذي يحتوي على أكثر من ذرة ويحمل شحنة ظاهرة مثل ^ Cr₂O₇.

عات الكيميائية)	لأهم الأيونات المعقدة (المجمو	الصيغ الكيميانية
شحنة الأيون	صيغة الأيون	اسم الأيون
1+	NH ₄	الأمونيوم
1-	NO ₃	النيترات
1-	ОН	المهيدروكسيد
1-	MnO ₄	البيرمنغنات
Y	Cr ₂ O ₂	الدايكرومات
۲	SO ₄	الكبريتات
7-	CO ₃	الكربونات
٣-	PO ₄	القوسفات

مثال:

$$H_2SO_4$$
 الحسب عبد تأکسد الکبریت فی حمیض الکبریتک H_2SO_4 H_2SO_4 H_2SO_4 H_2SO_4 H_3 H_4 H_4 عدد ذراته) H_4 عدد ذراته) H_4 عدد ذراته) H_4

مثال:

احسب عدد تأكسد الكروم في أيون الدايكرومانت ^{7- Cr}207 (عــدد تأكسد الكروم×عدد ذراته) + (عدد تأكسد الأوكسجين× عدد ذراته)= ٢٠ (عدد تأكسد الكروم ٢٧) + (-٢×٧) = -٢ عدد تأكسد الكروم = +٢

سۇال:

نصب أحداد تأكسد الذرات المشار البيها بخط في العركبات والأيونات الأتلية: AsO_4 , MnO_4 , Na_2UO_4 ، $C_6H_{12}O_6$ ، F_2Q , NH_4 , $HCIO_3$ ، K_2O_2 ، H_3IO_6 ، 2 ، 3

المركبات أو الأيونات	أعداد التأكسد
NH4 ⁺ I	-3
AsO4-5	+5
F ₂ O	+2
H ₃ <u>I</u> O ₆ ⁻⁴	+7
HClO ₃	+5
Na ₂ UO ₄	+6
$\underline{\mathbf{C}}_{6}\mathbf{H}_{12}\mathbf{O}_{6}$	صقر
K ₂ O ₂	-1
MnO ₄	+7

سۇال:

في أي المركبات الآتية يُظهر النيتروجين أعلى حالة تأكسد ؟

 N_2H_4 , NO_2 $\,$ 4HNO_3 $\,N_2O_3$, N_2O 4 $\,NH_2OH$

الجواب:

هو HNO₃ وعد تأكسد النيتروجين فيه (+۵)

معنى التأكسد والاختزال:

١- المعنى الأول:

أطلق مفهوم التأكسد في الأصل على عملية اتحاد المادة مع الأوكسجين، والاخستزال على عملية نزع الأوكسجين من المادة. فالتأكسد: عملية اتحاد المادة مع الأوكسجين من المادة.

مثال:

$$CuO + H_2$$
 $Cu + H_2O$

الهيدروجين لتحد مع الأوكسيجين فالعملية تأكسيد. النحاس نزع منه الأوكسيجين فالعملية لخترال.

مثال:

حمد المذرات التي تأكست والذرات التي اختزلت في المعادلة الآتية: مـ مـ دارة ال

ذرة Sn اختزلت.





٢- المعنى الثاني:

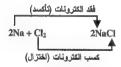
هــنالك تفاعلات لا تحــتوي على أوكسجين ومع ذلك تعتبر من تفاعلات التأكسد والاختزال، ولهذا تم تطوير مفهوم التأكسد والاختزال ليشمل عملية انتقال الإلكترونات بين المواد المتفاعلة، ليصبح معناهما على النحو الآتي:

التأكسد: عملية فقدان الالكتر و نات.

الاختزال: عملية كسب الإلكترونات.

سۇال:

عدد تأكمد كل من الصوديوم Na والكلور Cl₂ على يسار التفاعل (صفر). لماذا ؟.



الجواب:

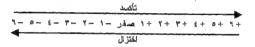
عند التحداهما معاً نفقد كل ذرة من ذرات الصوديوم الكتروناً واحداً، بينما تكتسب كل ذرة كلور الكتروناً واحداً من كل ذرة صوديوم.

كلاهما مادتان نقيتان القاعدة رقم (١) من قواعد حساب عدد التأكسد.

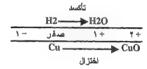
٣-المعنى الثالث:

يمكن استخدام مفهوم عدد التأكسد لبيان معنى آخر للتأكسد والاخترال. التأكسد: الزيادة في عدد التأكسد.

الاخترال: النقصان في عدد التأكسد.



فالهيدروجين زاد عدد تأكسده من (صفر) إلى (+1) فالعملية تأكسد. والنحاس نقص عدد تأكسده من (+۲) إلى (صفر) فالعملية اختزال.



سؤال:

حدد الذرات التي تاكسنت و التي أخترات في كل من المعادلتين الآتيتين:
$$Cl_2 + 2Br^- \longrightarrow 2Cl^- + Br_2$$
 $SnO_2 + 2C \longrightarrow Sn + 2CO$

في المعادلة الثانية	في المعادلة الأولى
Sn: اختزال.	:Cl ₂ لختزال
C: تأكسد.	-Br: تأكسد

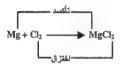
العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة:

العامل المؤكسد:

المادة التي تَخْتَرِلُ وتسبب تأكسداً لمادة أخرى.

العامل المختزل:

المادة التي تتأكسد وتسبب اختز الاً لمادة أخرى. وبمكن توضيح ذلك من خلال المعادلة:



يكــون المغنيسيوم العامل المختزل لأنه تسبب في اختزال الكلور، بينما يمثل الكلور العامل المؤكمند لأنه سبب تأكسداً للمغنيسيوم.

العامل المؤكسد بحاجة للتفاعل مع عامل مختزل. العامل المختزل بحاجة للتفاعل مع عامل مؤكسد.

مثال:

الألو منيوم تأكسد (عامل مختزل)، لذا فهو بحاجة لعامل مؤكسد (Ag)



ويعتبر الأكسجين O2 اكثر العوامل المؤكسدة شيوعاً فالأوكسجين يدخل في تفاعلات الاحتراق، وهي تفاعلات تأكسد واخترال يكون فيها الأوكسجين

عاملاً مؤكسداً.

مثال:

CH₄+2O₂ → CO₂+2H₂O

عامل مؤكسد:

ويعتــبر عنصر الفلور أقوى العوامل المؤكسدة وذلك لميله الشديد لكسب الإلكترونات وارتفاع قيمة كهروسلبيته.

مثال:



ويمكن أن تسلك المواد كعوامل مؤكسدة في ظروف معينة، و كعوامل مختزلة في ظروف أخرى.

مثال:

يسلك الهيدروجين كعامل مختزل إذا تفاعل مع عامل مؤكسد أقوى منه: $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$ ويسلك الهيدروجين كعامل مؤكسد إذا تفاعل مع عامل مختزل أقوى منه. $2Na + H_2 \longrightarrow NaH$

تفاعلات التأكسد والاختزال:

يســمى النفاعل الذي يتضمن انتقال إلكنرونات بين المواد المتفاعلة (أو تلك التي يزداد فيها عدد التأكسد أو يقل) تفاعل تأكسد واختزال.

يتضمن تفاعل التأكسد والاختزال نصفين هما:

أ- نصف التفاعل / التأكسد:

وتوضع فيه الإلكترونات مع النواتج، ويُعَبِّرُ عن عملية فقدان الإلكترونات.

ب- نصف التفاعل / الاختزال:

لا يمكن أن تحدث عملية التأكسد دون حدوث عملية اختزال، لأن المادة التي تتأكسد تقابلها مادة تعيل للاختزال.

مثال:

التفاعل الآتي يعد مثالا على تفاعلات التأكسد والاختزال:

$$Cl_2 + 2I^- \longrightarrow 2CI^- + I_2$$

ويتضمن هدا التفاعل نصفين: نصف التفاعل/ التأكسد:

نصف التفاعل/ الاختزال:

 $Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$

الكلور قل عدد تأكسده من (صفر إلى -١) فالعملية تدعى اخترالاً.

اليود زاد عدد تأكمده من (-١ إلى صفر) فالعملية تدعى تأكمداً. (لذا يسمى هذا التفاعل تفاعل تأكمد ولختزال).

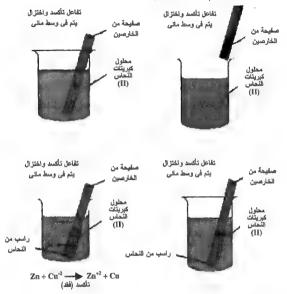


مثال:

عند وضع صفيحة من الخارصين في محلول كبريتات النحاس (II) يحدث التقاعل وفق المعادلة الآتية:

$$Zn^{(s)} + Cu^{+2}_{(aq)} \longrightarrow Cu_{(s)} + Zn^{+2}_{(aq)}$$

أكتب نصف التفاعل / التأكسد والاختزال.



نصف التفاعل التأكسد:

$$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + 2e^{-}$$

نصف التفاعل الاختزال:

$$Cu^{+2}_{(aq)} + 2e^{-}$$
 $Cu_{(s)}$ وبالجمع ينتج تفاعل تأكسد واختزال:

ب ع پسی ہے ۔ س مصد ورسر ان

$$Zn_{(s)} + Cu^{+2}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$



تفاعلات التأكسد والاختزال الذاتي:

وهي التفاعلات التي تسلك فيها المادة كعامل مؤكسد ومختزل في التفاعل نفسه.

مثال:

عـند إمرار الكلور في محلول قاعدي، يحدث تفاعل التأكسد والاختزال الذاته التالم.:

$$Cl_2 + 2OH^- \longrightarrow CI^- + CIO^- + H_2O$$
 $(1+)$ (J) (J

سؤال:

المعادلات c ،b ،a تمثل تفاعلات تأكسد ولختزال ذاتي. المعادلة d لا تمثل.

$$2H_2O_2$$
 \longrightarrow $2H_2O + O_2$
 $3S + 3H_2O$ \longrightarrow $H_2SO_3 + 2H_2S$
 $3BrO$ \longrightarrow $2Br$ $+ BrO_3$ \longrightarrow $H_2O_2 + SO_2$ \longrightarrow H_2SO_4

تطبيقات عملية لتفاعلات التأكسد والاختزال:

أولاً: قصر الألوان:

تستخدم عدة مواد لقصر الألوان منها:

١- فوق أوكسيد الهيدروجين ٢٠٠٤:

يه تمد عمل ${
m H}_2{
m O}_2$ على خواصه كعامل مؤكمد للمواد العلونة وتحويلها إلى ناتج غير ملون.

مجال استخدامه:

- يستخدم لقصر ألوان الأشياء الحساسة مثل الشعر والحرير والصوف والسريش. وتستخدمه السيدات لقصر لون الشعر إلا أنه يسبب تقصف الشعر وتقرح جلد الرأس إذا تم استخدامه بتراكيز عالية.
- يستخدم في إزالة قتامة اللوحات الزينية القديمة، فالدهانات القديمة المحستوية على مركبات الرصاص تتفاعل مع غاز H_2S الموجود في الهسواء الملسوث وتكون PbS السود اللون ويعمل $PbSO_2$ على أكسدة PbS الأبيض.

PbS + 4H₂O₂

PbSO₄ + H₂O

أبيض

۳۲ هيبوکلوريت الصوديوم NaOCl:

يعــتمد عمــل NaOCl علـــى فعل أيون الهيبوكلوريت ⁻ OCII كعامل مؤكمند للمواد المعاونة.

مجال استخدامه:

يستخدم لتبيض الملابس وإزالة البقع.

:SO2 غاز -٣

يعــتمد عمــل SO₂ علــى خواصبـه كعــامل مختزل للمواد الملونة. مجال استخدامه:

يستخدم لقصر ألوان المواد في لب الخشب عند صناعة الورق والتي تعود انتناكسد من جديد عند تعرضها لأكسجين الهواء فتصفر الأوراق مع مرور الزمن.

ثانياً: استخلاص الفنزات من خاماتها:

يستم استخلاص الفلزات من خاماتها عن طريق اختر الها بعامل مخترل مناسب.

أمثلة:

 يتم استخلاص التيتانيوم من خامه عن طريق مفاعلته مع عامل مختزل مناسب مثل المغنيسيوم.

Ti + 2MgCl2 عامل مفترل Ti + 2MgCl2

Cr2O3 + 2A1 عامل مفتزل 2Cr + Al2O3

1- إنتاج أول أكسيد الكربون من تفاعل الفحم C مع الأوكسجين O2:

حرارة + O2 → 2CO + عرارة

٢- يتم اختزال خام الحديد Fe2O3 إلى الحديد.

صدأ الحديد:

نعلسم بأن الحديد يتآكل عند تعرضه للهواء الرطب، وتسمى عملية تأكل الحديد عند تعرضه للهواء الرطب بالصدأ، ويتحول فيها الحديد إلى الأوكسيد. تحساج عملية تكون الصدأ إلى وجود الماء والأكسجين، فالحديد لا يصدأ في الهواء الجاف أو في ماء خال من الأكسجين، وتتم العملية وفق الخطوات التالية: الخطوة الأولى:

يتأكسد الحديد عند مالمسته الماء وفق المعادلة التالية:

Fe(s) — Fe²⁺(aq) + 2e⁻

الخطوة الثانية:

يُختزل الأوكسجين للذائب في الماء بفعل الإلكترونات الدائجة من تأكسد الحديد، وتتحول إلى أيونات الهيدروكسيد:

$$\frac{1}{2}$$
 $O_{2(aq)} + H_2O_{(1)} + 2e^ \longrightarrow$ $2OH_{(aq)}$

تنتقل أيونات الحديد *Fe² إلى أيونات OH عن طريق الماء، ويتفاعلان معاً مكونين هيدر وكسيد الحديد (II):

$$Fe^{2+}_{(aq)} + 2OH_{(aq)} \longrightarrow Fe(OH)_{2(s)}$$

الخطوة الرابعة:

يتأكســد هيدروكســيد الحديد (II) بسهولة إلى هيدروكسيد الحديد (III) بوجود الأوكسجين و العاء:

تنتزع بعض جزيئات الماء من هيدروكمبيد الحديد (III) لتتكون الصيغة Fe₂O_{3.}xH₂O

كيفية حماية الحديد من الصدأ:

هنالك عدة طرق لحماية الحديد من الصدأ، أهمها:

الطريقة الأولى:

عزل الحديد عن عوامل تكوّن الصدأ، ويتم ذلك بطلاء الحديد بطبقة من الطلاء، أو دهنه بطبقة من الشحم.

الطريقة الثانية:

طلاء الحديد بطبقة من فلز آخر أكثر ميلاً التأكسد منه، مثل المغنيسيوم فيتأكسد بدلاً من الحديد، وتسمى هذه العملية بالحماية المهبطية .Protection

ومن الأمثلة الأخرى على الحماية المهبطية عملية تسمى غلقتة المعدد، حيث يغمس الحديد أو الفولاذ في مصهور الخارصين، فيتأكسد السطح الخارجي للخارصين ويكون طبقة من كربونات الخارصين القاعدية الناتج عن وجود غاز

CO2 في الجو، فتمنع هذه الطبقة من استمرار تأكمند الخارصين، فيحمي نفسه ويحمي الحديد.

موازنة تفاعلات التأكسد والاختزال:

المعادلة الكيميائية الموزونة:

لكى تكون المعادلة موزونة يجب أن تحقق شرطين هما:

 ا قانون حفظ المادة: يجب أن يكون عدد ذرات المواد المتفاعلة والناتجة متماثلاً.

٧- قانون حفظ الشحنة الكهربائية: بجب أن يكون مجموع الشحنات الكهربائية الظاهرة على المواد المتفاعلة مساوياً لمجموع الشحنات الكهربائية الظاهرة على المواد الناتجة.

المادلة الكيميائية الموزونة:

هي المعادلة التي تحقق قانوني حفظ المادة وحفظ الشحنة الكهربائية.

مثال:

 $Zn + Ag^{+} \longrightarrow Zn^{+2} + Ag$

المعادلــــة هــــي معادلة غير موزونة، لماذا ؟ لأنها لم تحقق قانون حفظ الشحنة الكهربائية.

سؤال:

يتأكسد العنصر X عند وضعه في محلول يحتوي على أيونات Ag وفق المعادلة الموزونة التالية:

 $X + 2Ag^+$ \longrightarrow $X^{n+} + 2Ag$ ما مقدار شحنة الأيون X^{n+H}

الإجابة: +٢

موازنة معادلات التأكسد والإختزال بطريقة المحاولة والخطأ:

تــوازن معادلات التأكسد والاختزال بطريقة المحاولة والخطأ لتفاعلات التأكسد والإختزال البسيطة.

مثال:

زن معادلة التفاعل Na+Cl2 بطريقة المحاولة والخطأ ؟

الحل:

بمجرد المنظر نلاحظ أنه يلزم ضرب Na ،NaCl في (٢) لتصبح المعادلة موزونة، وبالتالي:

2Na + Cl₂ ---- 2NaCl

سه ال:

زن معادلتي التفاعل الآتيتين بطريقة المحاولة والخطأ:

$$Fe_2O_3 + CO \longrightarrow FeO + CO_2$$

 $Al + O_2 \longrightarrow Al_2O_3$

لا تصلح طريقة المحاولة والخطأ التفاعلات الأكثر تعقيداً إذا توزن المعادلات بطريقة نصف التفاعل:

الجواب:

$$Fe2O3 + CO \longrightarrow 2FeO + CO2$$

$$4Al + 3O2 \longrightarrow 2Al2O3$$

موازنة المعادلات بطريقة نصف التفاعل (أيون الكترون):

تسوزن معادلسة التأكسد والاختزال التي لا تحتوي على أوكسجين بالخطوات الآتية:

١- يكتب نصفى تفاعل التأكسد والاختزال بصورة مستقلة.

٢ - القيام بإجراء الخطونين الأتيتين على كل نصف:

أ – توازن نرات العناصر.

ب- توإزن الشحنات بإضافة الكترونات.

- ٣- يساوى عمد الكترونات نصف تفاعل التأكسد بعدد الكترونات نصف
 تفاعل الاختزال بالضرب التبادلي إن لزم الأمر.
- ٤- يجمسع نصفي التفاعلين المتساويين في عدد الإلكترونات (باختصار الإلكترونات من الطرفين).
- التحقق من صحة الموازنة بواسطة قانوني حفظ الشحنة الكهربائية وحفظ المادة.

مثال:

وازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل: AI + Ag⁺ -----

الحل:

وبناءً على ما سبق، نضرب نصف تفاعل الألومنيوم في (١) ونصف تفاعل الفضة في (٣) ثم نجمع النصفين:

$$A1 \longrightarrow A1^{+3} + 3e$$

$$3Ag^{+} + 3e \longrightarrow 3Ag$$

$$A1 + 3Ag^{+} \longrightarrow A1^{+3} + 3Ag$$

وللتحقق من صحة الموازنة:

إذاً المعادلـــة موزونـــة لأنها حققت قانوني حفظ المادة وحفظ الشحنات الكهربائية.

سۇال:

الجو إب:

وازن معادلة التفاعل التألية بطريقة نصف التفاعل:
$${\rm Cr}^{+2} + {\rm I}_2$$

$$2Cr^{+2} + I_2 \longrightarrow 2Cr^{+3} + 2I$$

خطوات موازنة التفاعلات في الوسط الحمضى بطريقة نصف التفاعل:

توزن معادلة التأكسد والاختزال التي تتم في وسط حامضي بالخطوات الآتية:

١- تقسم المعادلة إلى نصفين يدل أحدهما على التأكسد والآخر على
 الاختزال.

٢- القيام بإجراء الخطوات الآتية على كل نصف:

أ - توازن ذرات العناصر ما عدا الأوكسجين والهيدروجين.

ب- تــوازن ذرات الأوكسجين بإضافة عدد من جزيئات الماء إلى الطرف
 الذي يعاني نقصاً في ذرات الأوكسجين.

ج- تــوازن ذرات الهيدروجيــن إلـــى الطرف الذي يعاني نقصاً في ذرات الهيدروجين بإضافة عدد من أيونات H.



- د- توازن الشحنات الكهربائية بإضافة عدد من الإلكترونات لأحد طرفي المعادلة بحيث يصبح المجموع الجبري للشحنات على طرفي المعادلة متساو.
- ٣- يجعل عدد الإلكترونات المفقودة في نصف تفاعل التأكسد مساوياً لعدد
 الإلكترونات المكتسبة في نصف تفاعل الاختزال بالضرب التبادلي إن لزم
 الأمر.
- ٤- يجمع نصفي التفاعل (اختصر الإلكترونات من الطرفين، ويمكن اختصار الماء وأيونات الهيدروجين).
 - ه- تحقق من صحة الموازنة بموازنة النرات والشحنات.

مثال:

 $Cr O^{-2} + Fe^{+2}$ \longrightarrow $Cr^{+3} + Fe^{+3}$ وازن المعادلة والتي تتم في وسط حامضي:

الحل:

نصف تفاعل التأكسد	نصف تفاعل الاختزال
$Fe^{+2} \longrightarrow Fe^{+3}$	$Cr_2O_7^{-2} \longrightarrow Cr^{+3}$

١- مو از نة الذرات:

$$Fe^{+2}$$
 لموازنة طرفي المعادلة:
$$Fe^{+3} + e^{-2}$$

$$Fe^{-1} + Fe^{-1} + e^{-1}$$
 $Cr_2O_7^{-2} + 14H^+ + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{+3} + 7H_2O$



وبمناء علم ما سبق، نضرب نصف الاختزال في (١) ونصف تفاعل التأكسد في (٦).

$$\begin{array}{c} \operatorname{Cr_2O_7}^2 + 14\operatorname{H}^4 + 6\operatorname{e}^2 & \longrightarrow & 2\operatorname{Cr}^{+3} + 7\operatorname{H}_2\operatorname{O} \\ & 6\operatorname{Fe}^{+2} & \longrightarrow & 6\operatorname{Fe}^{+3} + 6\operatorname{e}^2 & & \\ \hline \operatorname{Cr_2O_7}^2 + 6\operatorname{Fe}^{+2} + 14\operatorname{H}^4 & \longrightarrow & 2\operatorname{Cr}^{+3} + 6\operatorname{Fe}^{+3} + 7\operatorname{H}_2\operatorname{O} \end{array}$$

التحقق من موازنة الشحنات:

$$Cr_2O_7^{-2} + 6Fe^{+2} + 14H^+ \longrightarrow 2Cr^{+3} + 6Fe^{+3} + 7H_2O$$

$$(Y-)_1 + (1+)_1 & + (Y+)_7 + (Y+)_7$$

خطوات موازنة التفاعلات في الوسط القاعدي بطريقة نصف التفاعل:

وازن المعادلة كما لو كانت في وسط حمضي:

- ١- نقسم المعادلة إلى نصفين يدل أحدهما على التأكسد والآخر على
 الاخترال.
 - ٢- نقوم بإجراء الخطوات الآتية على كل نصف:
 - أ- نوازن ذرات العناصر ما عدا الأوكسجين والهيدروجين.
- ب- نوازن ذرات الأكسجين بإضافة عدد من جزيئات الماء إلى الطرف
 الذي يعاني نقصاً في ذرات الأوكسجين.
- ج- نوازن ذرات الهيدروجين إلى الطرف الذي يعاني نقصاً في ذرات
 الهيدروجين بإضافة عدد من أيونات 'H'.
- د~ نوازن الشعنات الكهربائية بإضافة عدد من الإلكترونات لأحد طرفي المعادلة بحيث يصبح المجموع الجبري للشحنات على طرفي المعادلة متساو.



- ٣- نجعل عدد الإلكترونات للمفقودة في نصف تفاعل التأكسد مساوياً لعدد
 الإلكترونات المكتسبة في نصف تفاعل الاختزال بالضرب التبادلي إن
 لزم الأمر.
- ٤- نجمع نصفي التفاعل (اختصر الإلكترونات من الطرفين، ويمكن الختصار الماء وأيونات الهيدروجين).
 - ٥- نتحقق من صحة الموازنة بموازنة الذرات والشحنات.
 - نضيف أيونات "OH بعدد أيونات "H إلى طرفي المعادلة.
 - نجمع أيوني "H* OH على شكل جزيئات ماء.
- نحذف جزيئات الماء الزائدة من طرفي المعادلة، وإذا كانت في
 نفس الاتجاه تجمع.
 - نتحقق من صحة الموازنة، بموازنة الذرات والشطات
 الكهر بائية.

مثال:

وازن معادلـــة التفاعل الآتي بطريقة نصف التفاعل علماً بأن التفاعل يتم في وسط قاعدي:

 $MnO_4 + Fe^{+2}$ $MnO_2 + Fe^{+3}$

نزن المعاديل كما لو كانت في وسط حمضي:

 MnO_4 + $3Fe^{+2}$ + $4H^+$ \longrightarrow MnO_2 + $3Fe^{+3}$ + $2H_2O$ إضافة 4OH إلى طرفي المعادلة:

 $MnO_4 + 3Fe^{+2} + 4H^{\dagger} + 4OH \longrightarrow MnO_2 + 3Fe^{+3} + 2H_2O + 4OH$: $H^{\dagger} \cdot OH \longrightarrow MnO_2 + 3Fe^{+3} + 2H_2O + 4OH$

 $MnO_4 + 3Fe^{+2} + 4H_2O \longrightarrow MnO_2 + 3Fe^{+3} + 2H_2O + 4OH^{-1}$

حذف الماء الزائد من طرفي المعادلة:

 $MnO_2 + Fe^{+3} + 4OH^ \longrightarrow$ $MnO_4^- + 3Fe^{+2} + 2H_2O$



الخلايا الكهروكيميائية

تمهید:

تعسرف الخلايا الكهروكيميائية على أنها الأجهزة التي يتم فيها تفاعل تأكسد واختز ال يصاحبه انطلاق طاقة كهربائية أو امتصاصمها.

وتقسم الخلايا الكهروكيميائية حسب تحولات الطاقة فيها إلى قسمين:

١- الخلايا الكلفانية:

وهي خلايا كهركيميائية يتم فيها تفاعل تأكسد واختر ال يصاحبه انطلاق طاقة كهربائية. وتتحول فيه الطاقة من طاقة كيميائية إلى طاقة كهربائية.



٧- خلايا التحليل الكهربائي:

وهسي خلايسا كهروكيميائسية يستم فيها تفاعل تأكسد واختز ال يصاحبه امتحساص طاقسة كهربائسية، ونتحول فيه الطاقة من طاقة كهربائية إلى طاقة كيميائية.

١ - الخلايا الكلفاتية:

الخلية الكلفاتية:

هسي جهساز يستم فسيه توليد نيار كهربائي نتيجة لحدوث تفاعل تأكسد واختزال، وتتحول فيها الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية.

أمثلة على الخلايا الكلفاتية:

• الخلايا الجاقة (البطاريات).



- المركم الرصاصي (بطارية السيارة).
- خلايا الوقود (الخلايا المستخدمة لتوليد الطاقة الكهربائية في المركبات الفضائية).

طرق الحصول على الخلايا الكلقاتية:

الطريقة الأولى:

وضع العامل المؤكسد والعامل المختزل في وعاء واحد، وفي هذه الطريقة تتنقل الإلكترونات مباشرة من العوامل المختزلة إلى العوامل المؤكمدة (دارة داخلية).

العامل المؤكسد: المادة التي تختزل وتسبب تأكسداً لمادة أخرى. العامل المختزل: المادة التي تتأكسد وتسبب اختز الأ لمادة أخرى.

مثال:

CuSO₄ عند وضع صفيحة خارصين $Z_{\rm ID}$ في محلول كبريتات النحاس يحدث تفاعل تأكسد واختز ال نتيجة الانتقال الإلكترونات من صفيحة الخارصين $Z_{\rm ID}$ (العامل المؤكسد).

ويحدث التفاعل وفق معادلة التفاعل الكلي الآتية:

 $Zn_{(s)} + Cu^{+2}{}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}{}_{(aq)} + Cu_{(s)}$

وفي هذا التفاعل يحدث تأكسد لذرات الخارصين Zn من الصغيحة وتتحول إلى أيونات موجبة Zn^{+2} وتنحل المحلول، وأثناء ذلك تتجه الإلكترونات الخارجة مسن الخارصيين إلى أيونات النحاس الموجبة Cu^{+2} الموجودة في المحلول وتحولها إلى ذرات نحاس متعادلة Cu.

$$Zn$$
 نصف التفاعل/ التأميد Zn^{+2} + Ze نصف التفاعل/ الإغترال Cu^{+2} + Ze

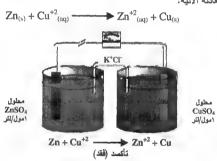


الطريقة الثانية:

وضـــع العـــامل المؤكدد والعامل المختزل في وعامين منفصلين ودون اخـــتلاط المواد المتفاعلة، وبهذه الطريقة تنتقل الإلكترونات من العامل المختزل إلى العامل المؤكسد عبر موصل (دارة خارجية).

مثال:

عـند وضع صفيحة نحاس Cu في محلول كبريتات النحاس CusO4، ووضع صـفيحة خارصين في محلول كبريتات الخارصين ووصل الصفيحتين بسلك، ثم وصـل المحلوليسن بقنطرة ملحية تحتوي على محلول ملحي. وتعمل هذه الخلية وفق المعلالة الآتية:

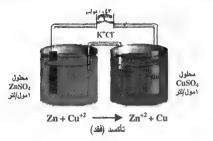


١- يحدث تأكسد لذرات الخارصين Zn من الصفيحة وتتحول إلى أيونات خارصين موجبة Zn⁺² تتخل الى المحلول.

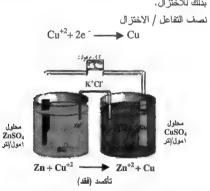
نصبف تفاعل / التأكسد

$$Zn \longrightarrow Zn^{+2} + 2e^{-}$$

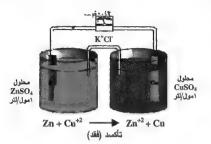
٧ - تتتقل الإلكترونات من صفيحة الخارصين Zn باتجاه صفيحة النحاس Cu
 عبر السلك.



٣- تمرر صفيحة النحاس Cu الإلكترونات القادمة من صفيحة الخارصين Zn إلى أيونات النحاس الموجبة Cu⁺² الموجودة في المحلول فتتعرض بذلك للاخترال.



طرق الحصول على الخلايا الغلفانية



أجزاء الخلية الكلفانية:

١ - قطبا الخلية:

أ. المصعد (-):

وهــو القطب الذي تحدث عنده عملية التأكسد، ويكتسب شحنة سالبة نتيجة تجمع الكترونات سالبة الشحنة عليه.

ب. المهيط (+):

وهــو القطــب الذي تحدث عنده عملية الاخترال، ويكتسب شحنة موجبة نتيجة سريان الإلكترونات نحوه في الدارة الخارجية.

٢- دارة خارچية:

وتــتكون مــن سلك يعمل على نقل الإلكترونات من المصعد إلى المهبط، ويمكن وصله بفولتميتر لبيان اتجاه الإلكترونات المنتقلة ومقدار فرق الجهد.

٣- قنطرة ملحية:

وهي أنبوب على شكل حرف (U) وتحتوي على محلول مشبع من مادة متأينة مثل ملح كبريتات الصوديوم، وتعمل على إغلاق الدارة الكهربائية، وعند إزالة على سريان التيار، ويمكن استخدام ورقة ترشيح مبلله بمحلول مادة متأينة كبديل عن الأنبوب.

أهمية القنطرة الملحية:

أ- إغلاق الدارة الكهربائية في الخلية الغلفانية.

ب- منع التماس المباشر بين المواد المتفاعلة.

حتى لا تتنقل الإلكترونات من العامل المختزل للعامل المؤكسد مباشرة فتتكون دارة داخلية كما في الخلايا الكلفانية التي تحدث في وعاء واحد.

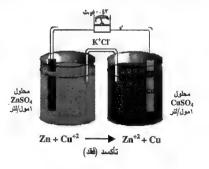
 مستودع للأيونات الموجبة والسالبة اللازمة لوصول المحلولين في نصفي الخلية إلى حالة التوازن.

آلية عمل الخلايا الكلفانية:

لتوضيح آلية عمل الخلايا الكلفائية نتتبع الخطوات الآتية في خلية (خارصين - نحاس) والتي تعمل وفق المعادلة الآتية:

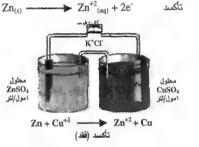
 $Zn_{(s)} + Cu^{+2}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + Cu_{(s)}$

ا عند إغلاق الدارة ينحرف مؤشر الفولتميتر، مما يدل على مرور تيار
 كهربائي. ويشير اتجاه المؤشر إلى أن الإلكترونات تسري من صفيحة
 (قطب) الخار صبين باتجاه صفيحة (قطب) النحاس عبر الدارة الخارجية.

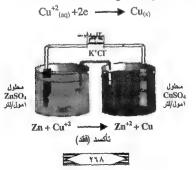


يسمى قطب الخارصين الذي تحدث عنده عملية التأكسد المصعد، ويحمل إشارة سالبة. ويسمى قطب النحاس الذي تحدث عنده عملية الاختزال المهبط، ويحمل إشارة موجبة.

٢- تتأكسد بعض ذرات صفيحة الخارصين لتتحول إلى أيون 2n⁺² وتنتشر
 في محلول نصف خلية الخارصين ونقل كتلة صفيحة الخارصين.



٣- تنسقل الإلكترونات الناتجة من تأكسد الخارصين عبر السلك إلى صفيحة النحاس، وتخترل أبونات Cu⁺² عليها وتتحول إلى ذرات نحاس متعادلة وتزداد كثلة صفيحة النحاس.



 * - يودي استمرار النفاعل إلى نقص تركيز أيونات 2 6 2 في نصف خلية النحاس وزيادة نسبية في أيونات 2 2 وكذلك زيادة تركيز أيونات 2 2 في نصف خلية الخارصين، ونقصان نسبي لأيونات 2 2 في من الخاية الخاروسين، وكمير بائى في كل من نصفى الخاية.

o – يستعاد التوازن الكهربائي عندما تتحرك أيونات CI^- في القنطرة الملحية باتجاه نصف خلية الخارصين لكي تعادل أيونات Zn^{+2} الزائدة، وكذلك تتحرك أيونات SO_4 الزائدة في نصف خلية النحاس باتجاه القنطرة الملحية، كما تنتشر بعض أيونات Zn^{+2} الزائدة باتجاه القنطرة الملحية وتخرج بعض أيونات K^{-1} من القنطرة الملحية لتتعادل مع أيونات SO_4 الزائدة في نصف خلية النحاس.

مثال (١):

تمثل المعادلة الآتية النفاعل الذي يحدث في إحدى الخلايا الكلفانية: $Ni^{+2}_{(aq)} + Cd_{(s)} \longrightarrow Ni_{(s)} + Cd^{+2}_{(aq)}$ $Ni^{+2}_{(aq)} + Cd_{(s)}$ القطبين يمثل المهبط، وما شحنته.

٢- اكتب معادلة نصف التفاعل الذي يحدث عند كل قطب.

٣- وضبح اتجاه حركة الإلكترونات في الدارة الخارجية.

٤- وضح اتجاه حركة الأيونات السالبة في المحاليل وعبر القنطرة الملحية.

٥- أي القطبين سوف تقل كتلته.

٦- أي القطبين سوف تزداد كتلته.

٧- ماذا سيحدث لتركيز أيونات النيكل في نصف خلية النيكل.

٨- ماذا سيحدث لتركيز أيونات الكادميوم في نصف خلية الكادميوم.

الحل:

١ - قطب النيكل (+).

Cd_(s) — Cd⁺²_(aq) + e مناه التفاعل / التأكسد - ۲

٣- من قطب الكاديوم (Cd) إلى قطب النيكل (Ni).

٤- من نصف خلية النيكل إلى نصف خلية الكاديوم عبر القنطرة الملحية.

٥- قطب الكاديوم.

٦- قطب الكاديوم.

٧- تقل.

٨- تز داد.

مثال (٢):

الشكل أنناه بمثل خلية (خارصين - فضه). تأمل الشكل ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

١- أي القطبين يمثل المصعد، وما شجنته؟.

٧- أي القطبين يمثل المهبط، وما شحنته؟.

٣- اكتب معادلة نصف التفاعل الذي يحدث عند كل قطب.

٤ - اكتب معائلة موزونة تمثل التفاعل الكلى.

أي القطبين سوف ثقل كتلته؟.

٣- أي القطبين سوف نزداد كتلته؟.

٧- ماذا سيحدث لتركيز أيونات الفضة في نصف خلية الفضة؟.

٨- ماذا سيحدث لتركيز أيونات الخارصين في نصف خلية الخارصين؟.

٩- وضمح انجاه حركة الأيونات السالبة في المحاليل وعبر القنطرة الملحية؟.

· ١ - وضح اتجاه حركة الإلكترونات في الدارة الخارجية.

الحل:

1- الخارصين (Zn)، وشحنته سالبة.

٢- الفضية (Ag)، وشحنته موجبة.

$$2e_{-} + Zn^{+2}_{(aq)} \longrightarrow Zn_{(s)}$$
 $Zn_{(s)} - \mathbb{Z}$ $Zn_{(s)} - \mathbb{Z}$ $Zn_{(s)} - \mathbb{Z}$ $Zn_{(s)} - \mathbb{Z}$ $Zn_{(s)} - \mathbb{Z}$

$$2Ag_{(s)} + Zn_{(aq)}^{+2} \longrightarrow 2Ag_{(aq)}^{+1} + Zn_{(s)}$$

٥- قطب الخارصين.

٦- قطب الفضية.

٧- تقل.

۸- نزداد.

٩- من نصف خلية الفضة إلى نصف خلية الخارصين.

• ١ -- من قطب الخارصين إلى قطب الفضية.

جهد الخلية الكلفانية:

تنتج الخلايسا الكلفانسية تياراً كهربائياً نتيجة لانتقال الإلكترونات من المصعد إلى المهبط عبر الدارة الخارجية، ويحتاج انتقال الإلكترونات إلى قوة تدفعها في سلك التوصيل تعرف بالقوة الدافعة الكهربائية (وتسمى هذه القوة فرق جهد الخلية) ويستخدم لقياسها جهاز الفولتميثر وتقاس بوحدة الفولت.

فرق جهد الخلية:

القوة الدافعة الكهربائية التي يسجلها الفولتمينر بين قطبي خلية كلفانية. ولكل خلية كلفانية فرق جهد يعتمد على نوع أقطابها.

العوامل التي تعتمد عليها قيمة فرق جهد الخلية الكلفاتية:

١ – تراكيز الأيونات.

٢- درجة الحرارة.

٣- ضغوط الغازات المشتركة في التفاعل (إن وجدت).

وللمقارنة بين فرق جهد الخلايا الكلفانية المختلفة اتفق العلماء على اختيار ظروف موحدة تعرف بالظروف المعيارية:

تركيز ١ مول / لئر للأيونات درجة حرارة ٢٥ س. ضغط جوي واحد للفازات.

ويسمى فمرق جهد الخلية المقاس في الظروف المعيارية جهد الخلية المعياري ويرمز له بالرمز E.

ويعتسير جهد الخلسية المعسياري مقياساً لقدرة الخلية على إنتاج تيار كهربائي، ويمثل قابلية تفاعل التأكمد والاخترال للحدوث، وكلما زاد جهد الخلية المعياري زاد ميل نصفي تفاعل التأكسد والاخترال للحدوث.

سۇال:

جهسد الخلية المعياري لخلية (خارصين - نحاس) ١,١ فولت، ولخلية (خارصين - فصسة) ١,٥٦ فولت في الخارصين هو المصعد في الخليتين، فأيهما أكثر ميلاً للاختزال: أيونات ' 'Ag+ أم 1,42.

الجواب:

أيونات الفضة †Ag.

جهد القطب المعياري:

لا يمكن قياس جهد نصف تفاعل ما بمفرده إلا إذا اقترن بنصف تفاعل آخر له جهد معلوم. لماذا ؟

لأن نصف تفاعل التأكسد لا يحدث إلا يوجود نصف تفاعل الاختزال.

وقد تم اتخاذ قطب الهيدروجين المعياري أساساً لقياس جهود أنصاف التفاعلات الأخرى، وتم اعتبار جهد نصف التفاعل التأكسد والاختزال له يساوي صفراً في الظروف المعيارية.



جهد اختزال الهيدروجين:

صفر فولت =
$$\dot{E}$$
 $H^{+2}_{(aq)}$ + e^{-2} \rightarrow $H_{2(g)}$

جهد تأكسد الهيدروجين:

يستكون قطب الهيدروجين المعياري من قطب من البلاتين مغموس في محلول حامضي يكون فيه تركيز أيون الهيدروجين H^{+1} (1مول/لتر)، ويمر فوقسه بصسورة مستمرة تيار من الهيدروجين تحت ضغط جوي واحد وعند درجة حرارة Υ 0.

فعند اقتران قطب الهيدروجين المعياري مع نصف تفاعل آخر في خلية كلفانـــية، يمكـــن أن تسير الإلكترونات في أي من الاتجاهين تبعاً لميل نصف التفاعل الأخر للاختزال، ويعرف هذا الميل بجهد الاختزال.

ولـتحديد جهد الاختزال المعياري لنصف تفاعل ما يوضع في ظروف معيارية وبربط بقطب الهيدروجين المعياري، ويتحديد المصعد والمهبط وقراءة جهد الخلية المعياري يحسب جهد الاختزال للقطب المجهول من العلاقة التالية:

جهد الخلية المعياري (E) - جهد الاختزال المهبط - جهد الاختزال المصعد مثال (١):

تسم وصل نصف خلية من الخارصين مكونة من صفيحة خارصين في محلول كبريتات الخارصين بتركيز (١ مول/لتر) ودرجة حرارة (٢٥ س) مع قطب الهيدروجين المعياري، فتبين أن الإلكترونات تسري من نصف خلية الخارصين إلى نصف خلية الهيدروجين، وأن قراءة الفولتميتر تساوي (٢٦,٠ فولت).

لاحظ كيف نحسب جهد اختزال الخارصين.

$$Zn \rightarrow Zn^{+2} + e^{-\gamma}$$
 some $H^{+2} + e^{-2} \rightarrow H_2$

تشير قراءة الفولتميتر إلى أن جهد الخلية المعياري = ٧٦.٠ فولت.

جهد الخلية المعياري (E) = جهد الاختزال للمهبط – جهد الاختزال للمصعد. جهد الخلية المعياري (E) = جهد لختزال الهيدروجين – جهد لختزال الخارصين. ،۷۲ م = صفر – £ الخارصين

جهد اختزال الخارصين = -٧٦٠ فولت

تعني الإشارة السالبة لجهد اخترال الخارصين أن الخارصين أكثر ميلاً للتأكسد من الهيدروجين. أو أن الهيدروجين أكثر ميلا للاخترال من الخارصين.

ولكتابة نصف تفاعل التأكسد للخارصين نعكس المعادلة السابقة مع عكس إشارة الجهد.

فولت، ۲۲
$$+=$$
 $\stackrel{\cdot}{E}$ $Zn \longrightarrow Zn^{+2} + e^2$ مثال (۲)

تسم وصل نصف خلية من النحاس مكونة من صفيحة نحاس في محلول كبريستات النحاس بتركيز (١ مول / لتر) ودرجة حرارة (٢٥ س) مع قطب الهيدروجيس المعياري، فتبيس أن الالكترونات تعسري من نصف خلية الهيدروجيس السي نصف خلية النحاس، وأن قراءة الفولتميتر تساوي (٣٤، فولت).

لاحظ كيف نحسب جهد اختز ال النحاس.

$$Cu^{+2}$$
 + e^{-2} \rightarrow Cu H_2 \rightarrow H^{+2} + e^{-2} \rightarrow H^{+2}

تشير قراءة الفولتميتر تشير إلى أن جهد الخلية المعياري = 0.7, فولت. جهد الخلية المعياري (E) = جهد الاخترال المهبط – جهد الاخترال المصعد. جهد الخلية المعياري (E) = جهد اخترال النحاس – جهد اخترال الهيدروجين 0.7 = 0.7 المنحاس – صغر

جهد اختزال النحاس = +٣٤, • فولت.

$$Cu \rightarrow e^{-2} + Cu^{+2}$$
 \dot{E} \dot{e} ، $, \forall \xi + =$

تعني الإشارة الموجبة لجهد اختزال النحاس أن النحاس أكثر مبلا التأكسد من مبلاً للاختزال من الهيدروجين. أو أن الهيدروجين أكثر مبلا التأكسد من النحاس.

ولكتابة نصف تفاعل التأكسد للنجاس نعكس المعادلة السابقة مع عكس إشارة الجهد.

$$e^{-2} + Cu^{+2} \rightarrow Cu \dot{E}$$
 فولت ، ۳٤- =

يلاحظ من خلال المثالين السابقين أنه:

كلما زاد جهد الاختزال زاد الميل للاختزال.

كلما زلد جهد التأكسد زاد الميل للتأكسد.

سؤال (١):

تم ربط قطب الهيدروجين المعياري بقطب رصاص مغموس في محلول PbSO₄ (١ مول / لتر) ويتصل المحلولان بقنطرة ملحية، وقد تبين عملياً أن جهد الخلية المعياري ٩٠,١٠ فولت وأن الإلكترونات تتحرك من قطب الرصاص إلى قطب الهيدروجين المعياري.

- ١- اكتب معادلة نصف التفاعل الذي يحدث عند كل قطب.
 - ٧- أي القطبين المصعد وما شحنته.
 - ٣- أي القطبين المهبط وما شحنته.
 - 4- ماذا يحدث لتركيز أيونات Pb+2 في المحلول.
- ٥- وضع اتجاه حركة الإلكترونات السالبة في الدارة الخارجية.
 - ٦- وضح اتجاه حركة الأبونات السالبة عبر القنطرة الملحبة.
 - ٧- احسب جهد اخترال الرصاص.
- ٨- اكتب نصفي تفاعل الاخترال والتأكسد للرصاص، مبيناً قيمة جهد تأكسده
 واختراله.

الجواب:

 $Pb_{(s)} \longrightarrow Pb^{+2}_{(aq)} + 2e^{-}$ عنف التفاعل التأكسد $H^{+2}_{(aq)} + 2e^{-} \longrightarrow H_{2(g)}$ الاختزال $H^{+2}_{(aq)} + 2e^{-} \longrightarrow H_{2(g)}$ عنف التفاعل الاختزال $H^{+2}_{(aq)} + 2e^{-}$ الرصاص و شحنته سالنة.

- ب الرساس وسيده سبده
- ٣- الهيدروجين وشحلته موجبة.
 ٤- تز داد.
- ٥- من قطب الرصاص إلى قطب الهيدروجين.
- ٦- من نصف خلية الهيدروجين إلى نصف خلية الرصاص.
- ٧- جهد الخلية المعياري = جهد اختزال المهبط جهد اختزال المصعد
- = جهد اختزال الهيدروجين جهد اختزال الرصاص
 - ۰,۱۳ = صفر جهد اختزال الرصاص
 - ٨- جهد اختزال الرصاص = ١١٣٠ فولت.

فولت ۰٫۱۳ ـ =
$$\dot{E} Pb^{+2}_{(aq)} + e^{-2} \longrightarrow Pb_{(s)}$$
 فولت ۰٫۱۳ + = $\dot{E} Pb_{(s)} \longrightarrow Pb^{+2}_{(aq)} + e^{-2}$ بسؤال (۲)

وضح اتجاه حركة الإلكترونات وبين المصعد والمهبط وشحنة كل منهما وذلك عند ربط قطب الهيدروجين المعياري بكل من:

١ - الكادميوم.

٧ – الفضية.

إذا علمت أن أنصاف تفاعل الاختزال، وجهدي الاختزال لهما هو:

$$Cd \rightarrow e^{-2} + Cd^{+2}$$
 ُE فولت \star ، بغرات والت

$$Ag \rightarrow e_- + Ag^+ \stackrel{\cdot}{E}$$
 فولت ،,۸۰ + =

الجواب:

١ - الكاديوم (المصعد) وإشارته سالبة.

الهيدروجين (المهيط) وإشارته موجبة.

نتجه الإلكترونات من الكاديوم للهيدروجين.

٧- الفضة (المهبط) وإشارته موجبة.

الهيدروجين (المصعد) وإشارته سالبة.

تتجه الإلكترونات من الهيدروجين للفضة.

السلسلة الكهروكيميائية

المقارنة بين أنصاف النقاعلات المختلفة من حيث ميلها للتأكمد والاختزال، ثم الاتفاق على أن تكتب أنصاف التفاعلات جميعها على الصورة الاختزالية وترتيبها في جدول خاص، يسمى السلسلة الكهروكيميائية.

السلسلة الكهروكيميائية:

ترتيب المواد وفق نشاطها الكيميائي، أي قدرتها على كسب الإلكترونات وفقدها بالاعتماد على جهود الاختزال المعيارية.

ومن السلسلة يلاحظ أنة كلما زاد جهد الاختزال رياضياً زاد الميل للاختزال.

			_				
	7		يل	التفاء	نصف		(فولت) E * (فولت)
		$\mathrm{Al}^{+3}_{(aq)}$	+	3e-	\rightarrow	$Al_{(s)}$	1,77 = / \
		Zn+2(04)	+	2e-	\rightarrow	$Zn_{(r)}$.,٧٦_ / \
F	1	$\operatorname{Cr}^{+3}_{(aq)}$	+	3e ⁻	\rightarrow	Cr _(s)	1,VE
المؤكسد		$\mathrm{Fe^{+2}}_{(aq)}$	+	2e-	→	Fe(s)	٠,٤٤ - ١,٠
		$Cd^{+2}{}_{(aq)}$	+	2e-	\rightarrow	Cd(e)	ر ۱۰٫۴۴ - ۱۰٫۴۰ - ۱۰٫۴ - ۱۰ - ۱۰٫۴ - ۱۰ - ۱۰٫۴ - ۱۰٫۴ - ۱۰٫۴ - ۱۰٫۴ - ۱۰ - ۱۰۰ - ۱۰٫۴ -
العامل		$\mathrm{Ni}^{+2}_{(\mathrm{aq})}$	+	2e-	\rightarrow	Ni(s)	ے _ ۰٫۲۰_
2	:	$\mathrm{Pb^{+2}_{(aq)}}$	+	2e-	\rightarrow	$Pb_{(s)}$	۰٬۲۰ مل ۱۰٬۱۳ ۱
90		$2H^{+}_{(\omega_{i})}$	+	2e-	\rightarrow	H2 _(g)	ا ا
زيادة		$Cu^{+2}{}_{(aq)}$	+	2e-	\rightarrow	$Cu_{(s)}$	بي صغر ناط + ۰٫۳٤
- C.	L,	Ag [†] (eq)	+	e ⁻	\rightarrow	$Ag_{(s)}$	المن المنافق
		$Br_{2(1)}$	+	2e-	\rightarrow	2Br- (eq)	
		$\operatorname{Cl}_{2(g)}$	+	2e-	\rightarrow	2Cl- (aq)	
V	/	$F_{2(g)}$	+	2e-	\rightarrow	2F- (aq)	Y,AV +

ويستخدم جدول جهود الاختزال المعيارية (السلسلة الكهروكيميائي):

- لحساب جهد الخلية المعياري.
- لمقارنة قوة العوامل المؤكسدة والمختزلة.
 - للتنبؤ بحدوث التفاعلات،

حساب جهد الحلية الكلفانية:

حساب حقد الخلية ١٠٠٠

لحساب جهد الخلية المعياري نتبع الخطوات الآتية:

- نقوم باستخراج أنصاف التفاعلات وقيم E لها والخاصة بالتفاعل الخلوي من الجدول.
- نقلب نصف التفاعل المعبر عن التأكسد مع عكس إشارة В المرافقة له.
- نساوي عدد الإلكترونات في نصفي تفاعل التأكسد والاخترال بالضرب
 التبادلي إن لزم الأمر دون المساس بقيمة 'E'، إذ أن جهود الاخترال من
 الخواص النوعية للمادة، وهذه الخواص لا تعتمد على كمية المادة.
- نجمع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال، واجمع في الوقت نفسه الجهود العرافقة لها.

أو يمكننا استخدام العلاقة الرياضية التالية:

جهد الخلية المعباري (E) = جهد الاخترال للمهبط - جهد الاخترال للمصعد مقارنة قوة العوامل المؤكسدة والمخترلة:

نعلم بأن المادة التي تتأكسد تعتبر عاملاً مختزلاً، والمادة التي تختزل تعتبر عاملاً مؤكسداً.

فإذا كان لدينا أنصاف تفاعلات على الصورة الإخترالية، تكون المواد الموجودة على يمار أنصاف التفاعلات عوامل مؤكسدة لأنها تميل للإخترال،

وتكون المواد الموجودة على يمين أنصاف النفاعلات عوامل مختزلة لأنها تميل التأكسد.

لننظر إلى نصف النفاعل الآتي:

ولمقارنة المواد حسب قوتها كعوامل مؤكسدة أو مختزلة، ننظر إلى جهود إختزالها، فكلما زاد جهد الاختزال زاد الميل للإختزال، وزادت قوة المادة كعامل مؤكسد، وكلما قل جهد الاختزال زاد الميل للتأكسد وزادت قوة المادة كعامل مختزل.

ويعتبر الفلور (F_2) أكثر ميلاً للاخترال فهو أقوى العوامل المؤكسدة مقارنة بالأبونات (Li) H^+ , Li^+ 0 (Li^+ 1) وبالمثل فإن اللوثيوم (Li1) أكثرها ميلاً للتأكسد فهو أقوى العوامل المختزلة مقارنة بكل من (E_1 1) E_2 1 (E_1 2) ميلاً الناكسة فهو أوى العوامل المختزلة مقارنة بكل من (E_1 2) وهذا يعنى أن:

$F_2 > Cu^{+2} > H^+ > Zn^{+2} > Li^{+1}$	قوة العوامل المؤكسدة
Li > Zn > H ₂ > Cu > F	قوة العوامل المختزلة

التنبؤ بالتفاعلات:

يمكن النتبو بإمكانية حدوث تفاعلات التأكسد والاختزال عن طريق حساب جهد التفاعل \dot{E} فإذا كانت قيمة \dot{E} الناتجة من الحسابات ذات قيمة موجبة دل ذلك على إمكانية حدوث التفاعل تلقائياً، أما إذا كانت قيمة \dot{E} سالبة فالتفاعل لا يحدث تلقائياً، ويمكن حدوثه إذا أعطي طاقة تزيد عن قيمة \dot{E} المحسوبة.

والتحقيق ذلك نتبع الخطوات الآتية:

١ – نحدد عمليتي التأكسد والاختزال في التفاعل الكلي.



٢- نرتب أنصاف التفاعلات بحيث تتفق مع التفاعل الكلى.

٣- نساوي عدد الالكترونات في النصفين بالضرب التبادلي إن لزم الأمر.
 دون المساس بقيمة جهد الاخترال.

٤ - نجمع النصفين مع جمع جهديهما.

 إذا كان مجموع الجهدين موجباً فالتفاعل يحدث بشكل تلقائي، وإذا كان سالباً لا يحدث بشكل تلقائي، ولكي يحدث يجب تزويده بفرق جهد يزيد عن القيمة المحسوبة.

مثال(١):

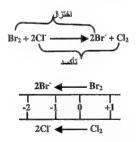
وضح مدى إمكانية حدوث التفاعل الآتي في الظروف المعيارية:

 $Br_2 + 2Cl^- \longrightarrow 2Br^- + Cl_2$

عثماً بأن:

غولت $1.36^+ = \dot{E} Cl_2 + 2e^-$ 2Cl' غولت $1.06^+ = \dot{E} Br_2 + 2e^-$ 2Br' 2Br'

من التفاعل الكلي يلاحظ أن البروم قد تعرض للاخترال، وأن أيونات الكلور قد تعرضت للتأكسد.





وعليه يجب عكس نصف تفاعل الكاور وجمع المعادلتين الناتجتين: $1.36^-=\stackrel{\cdot}{E}$ 2Cl وحدث Cl_2+2e^- غولت $2Br^-$

غ في 0.30° = E Br₂ + 2Cl° — 2Br° + Cl₂

ويما أن (E) للتفاعل له قيمة سالبة فهذا يعني أن التفاعل لا يحدث تلقائياً، أي لا يمكن تحضير Cl_2 بأكسدة أيونات (-Cl), بوساطة البروم Cl_2).

هل يمكن تحضير (I₂) باكسدة أيونات (–I) بوساطة Cl₂ كعامل مؤكسد؟ ما قيمة (E) المتوقعة لهذا التفاعل (لين حدث) إذا علمت أن:

الحل:

نكتب التفاعل الخاري: 21 + Clo ---- Io + 2Cl

بعكس نصف تفاعل (اليود) وجمع التفاعلين: .

1.36⁺ = E Cl₂ + 2e⁻ → 2Cl⁻ فولت 0.54⁻ = E I₂ + 2e⁻ → 2I

وبما أن (E) للتفاعل له قيمة موجبة فهذا يعني أن التفاعل يحدث بصورة تلقائية.

مثال (٣):

هل يستطيع الحديد (${\rm Fe}^{+2}$) لختزال أبون الحديد (${\rm Fe}^{+3}$) إلى (${\rm Fe}^{+2}$) وفق

المعادلة الآتدة:

Fe +
$$2\text{Fe}^{+3}$$
 \longrightarrow 3Fe^{+2}

إذا علمت أن:

الحل:

نعكس نصف التفاعل الثاني ونعكس إشارته:

وبضرب نصف التفاعل الثاني في (٢) وجمعهما ينتج:

1.21 = E Fe + 2Fe⁺³ فولت

ويما أن (E) للتفاعل له قيمة موجبة، فإن التفاعل قابل للحدوث في الظروف المعيارية.

تطبيقات عملية للخلايا الكلفانية:

إن عمل الخلايا الكلفائية بأنواعها يعتمد على فكرة تحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية، وتختلف فيما بينها في نوع التفاعلات الكيميائية التي تولد الطاقة الكهربائية، ومن الأمثلة عليها:

١- الخلايا الجافة:

وهي البطارية التي تستخدم على نطاق واسع في مصابيح اليد والآت التسجيل وغيرها، تتكون الخلية الجافة من مهبط يتألف من قضيب غرافيت (كربون) تحيط به عجينة من مسحوق الغرافيت وأكسيد المنغنيز (MnO₂ (IV) وكلوريد الأمونيوم، أما المصعد فيتألف من صفيحة مكشوفة من الخارصين.

والتفاعلات التي تحدث على الأقطاب هي على النحو التالي:

المصعد (-): يحدث تأكسد الخارصين

 $Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + 2e^{-}$

المهبط (+): يحدث اخترال لأيون الأمونيوم

 $NH_{4(aq)}^{+} + 2e^{-} \longrightarrow 2NH_{3(g)} + H_{2(g)}$

يتأكمد H₂ الذاتج بوساطة MnO₂ إلى ماء، أما الأمونيا الناتجة فتنوب في ماء العجيلة.

٢- البطارية العادية:

يتكون قطبيها من الخارصين والكربون.

استخداماتها:

- مصابيح اليد.
- آلات التسجيل.
- ألعاب الأطفال.
- بعض الأجهزة البسيطة.

٣- بطارية الزنبق:

وهي نوع من الخلايا الجافة التي تتميز بصغر حجمها، وتستخدم في ساعات اليد والآلات الحاسبة وغيرها.

وتتكون بطارية الزئبق من مصعد من الخارصين (Zn)، ومهبط من أوكسيد الزئبق (HgO).

تحدث التفاعلات في الوسط القاعدي على النحو التالي:

المصعد (-): يحدث تأكسد للخارصين:

 $Zn_{(s)} + 2OH_{(aq)} \longrightarrow ZnO_{(S)} + H_2O_{(1)} + 2e^{-}$

المهبط (+): يحدث اختزال لأكسيد الزئيق:

→ Hg₍₁₎ + 2OH^{*}_(aq) $HgO_{(s)} + H_2O_{(1)} + 2e^{-}$ أما التفاعل الكلي فهو:

 $Zn_{(s)} + HgO_{(s)}$ \longrightarrow $ZnO_{(s)} + Hg_{(1)}$

ونلاحظ أن الزئبق يتكون في التفاعل الكلي، وهو من المواد السامة والضارة بالبيئة.

المهبط (+): أو كسيد الزئبق HgO

المصعد (-): خار صين Zn

استخداماتها:

لصغر حجمها تستخدم في:

- ساعات الند.
- الآلات الحاسية.
- مقومات السمع.

مساوئ بطارية الزئيق:

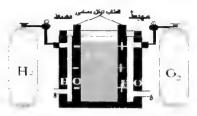
بسبب احتوائها على الزئبق الذي يسبب مشاكل بيئية خطيرة إذ أن الزئبق ومركباته من المواد السامة، والإجراء المناسب هو إعادة استخلاص الزئيق من البطارية التالفة.

٤- خلايا الوقود:

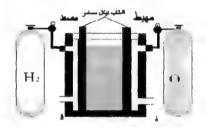
المهبط: هو قطب من الغرافيت المسامي يحتوي على نيكل، يحدث عليه اختزال للأو كسجين .

المصعد: هو قطب من الغرافيت المسامي يحتوي على نيكل، يحدث عليه تأكسد للهيدر وجين.

ويتصل القطبان بمحلول مركز وساخن من هيدروكسيد البوتاسيوم.



خلية وقود من الأكسجين والهيدروجين



خلية وقود من الأكسجين والهيدروجين

التفاعلات التي تحدث على الأقطاب:

$$2H_2 + 4OH \rightarrow 4H_2O + 4e^-$$

يُدفع غاز الأكسجين إلى المهبط

$$O_2$$
 + $2H_2O$ + $4e^- \rightarrow 4OH^-$ language

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$
 التفاعل الخلوي



إيجابيات خلايا الوقود:

١ -- ارتفاع إنتاج الطاقة مقارنة مع الحرق المباشر الوقود.

٧- تستخدم كمصدر للطاقة في السفن الفضائية.

 ٣- يمكن الاستفادة من الماء الناتج بعد تكثيفه في تزويد رواد الفضاء بالماء الصالح للشرب.

ولهذه الأسباب يتوقع أن تلعب خلايا الوقود دوراً هاماً في مستقبل بدائل الطاقة.

سلبيات خلايا الوقود:

١ - ارتفاع كلفتها.

٢- كبر حجمها.

بطارية الخزن (نيكاد):

تتكون هذه البطارية من قطب الكادميوم (Cd) الذي يشكل المصعد في هذه البطارية، بينما يشكل NiO2 يمثل المهبط فيها.

التفاعلات التي تحدث على الأقطاب فهي على النحو التالي:

المصعد (_): يحدث تأكسد للكادميوم في الوسط القاعدي ويتحول إلى الهيدروكسيد.

 $NiO_{2(5)} + 2H_2O_{(1)} + 2e^- \longrightarrow Ni(OH)_{2(s)} + 2OH_{(aq)}$

أما التفاعل الكلي فهو:

 $Cd_{(s)} + NiO_{2(s)} + 2H_2O_{(1)}$ \longrightarrow $Cd(OH)_{2(s)} + Ni(OH)_{2(s)}$

وتمتاز هذه البطارية بانها تخدم لفترة زمنية طويلة ويمكن إعادة شحنها

عدة مرات، وتستخدم في الحاسبات، ووحدات التصوير الضوئية.

المركم الرصاصى:

وهي من البطاريات التي يمكن إعادة شحنها فهي إحدى الأمثلة على خلايا التخزين، وتستخدم في المبيارات.

تحتري هذه البطارية عادة على ست خلايا تعطي قوة دافعة كهربائية مقدارها ١٢ فولت تقريباً.

يتألف المركم الرصاصي من قطب الرصاص الإسفنجي (المصعد)، وقطب من أكسيد الرصاص (IV) (المهبط) وترتب الأقطاب بشكل متناوب، وتغمس في محلول حمض الكبريتيك المخفف.

والتفاعلات التي تحدث على الأقطاب هي:

 $Pb_{(s)} + SO^{2}_{(sq)} \longrightarrow PbSO_{4(s)} + 2e^{-}$

المصعد (_): يحدث تأكسد للرصاص.

المهيط (+): تنقل الإلكترونات من المصعد إلى قطب أكسيد الرصاص (IV) ويحدث له اختزال:

 $PbO_{2(s)} + 4H^{+}_{(aq)} + SO_{4}^{2-}_{(aq)} + 2e^{-}$ \longrightarrow $PbSO_{4(s)} + 2H_{2}O_{(1)}$ $\stackrel{?}{=}$ $\stackrel{?}{=}$

 $Pb(s) + PbO_{2(s)} + 4H^{+}_{(aq)} + 2SO_{4}^{2^{-}}_{(aq)} \longrightarrow 2PbSO_{4(s)} + 2H_{2}O_{(1)}$ ويمكن إعادة شحن المركم الرصاصي عند تزويده بمصدر اللتيار فينعكس التفاعل الكلي.

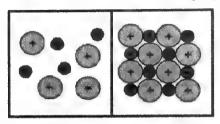
التحليل الكهربائي:

هو استخدام الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل تأكسد واختزال غير قابل للحدوث تلقائياً وتحدث في خلايا تسمى خلايا التحليل الكهربائي.

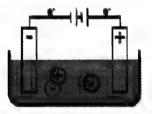
التوصيل الكهربائي لمحاليل المواد الأيونية ومصاهيرها:

إن المركبات الأيونية الصلبة لا توصل النيار الكهربائي لأنها تتكون من أيونات موجبة وأيونات سالبة مقيدة الحركة بسبب قوة التجاذب بينها.

وعند إذابتها في الماء أو صهرها بالحرارة، فإن الأيونات تصبح حرة الحركة في جميع الاتجاهات.



وعند تعرير التيار الكهربائي من بطارية أو مصدر تيار مستمر (D.C) خلال مصهور أو محلول مادة أيونية، فإن الأيونات تتحرك باتجاه الأقطاب المخالفة لها في الشحنة، وعليه فإن حركة الأيونات الموجبة والسالبة في اتجاهين متعاكسين هي المسؤولة عن نقل التيار.



أجزاء خلية التحليل الكهربائي:

١ - قطبا الخلية:

المصعد (+): وهو قطب مصنوع من الغرافيت أو البلاتين ويتصل بالقطب الموجب من البطارية، وتتحرك نحوه الأيونات السالبة في المحلول أو المصهور،

ويحدث لها تأكسد عند هذا القطب.

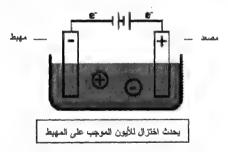
المهبط (_): وهو قطب خامل من الغرافيت أو البلاتين ويتصل بالقطب السالب من البطارية، وتتحرك نحوه الأيونات الموجبة في المحلول أو المصهور، ويحدث لها اختزال عند هذا القطب.

ملاحظة:

الأقطاب المصنوعة من الغرافيت أو البلاتين، لا تشارك في عملية التحليل الكهربائي، ولكن عند استخدام أقطاب مصنوعة من مادة غير البلاتين أو الغرافيت فإن الأقطاب في عملية التحليل.

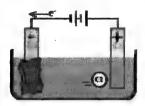
١- مطول أو مصهور مادة أيونية.

٧- مصدر تيار مستمر (C.D) أو بطارية: وتقوم بدفع الإلكترونات في الدارة الخارجية، وتحريك الأيونات المختلفة نحو الأقطاب المخالفة لها في الشحنة مما يسبب حدوث تفاعلي تأكسد و اخترال، لكي يستمر التوصيل الكهربائي والمحافظة على تعادل المحلول كهربائياً في جميع أجزائه.



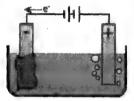
٣- يتجه أيون الصوديوم إلى المهبط ويحدث له اختزال بفعل الإلكترونات
 القادمة من البطارية ويتجمع على المهبط.

Na(s) الختزال الاختزال Na⁺ (aq) + e⁻ → Na(s)

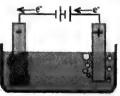


٤- بحدث تأكسد للأيون السالب على المصعد حيث يتجه أيون الكلوريد إلى المصعد ويحدث له تأكسد، وتتحد كل ذرتين منها لتكون جزيئاً من جزيئات الكلور، وتتصاعد على المصعد.

كاكس التأكسد Cl_{2(g)} + 2e



تخرج الإلكترونات من المصعد وتعود إلى البطارية مرة ثانية وتكمل
 دورتها.





فالتفاعلات التي تحدث على كل قطب تكون كالآتي:

الخنز ال $Na^+_{(aq)} + e^- \longrightarrow Na_{(s)}$ الخنز ال $Na^+_{(aq)} + e^- \longrightarrow Na_{(s)}$ دصف التفاعل/ التأكسد $Cl_{2(g)} + 2e^-$

ولمعرفة كل من التفاعل الخلوي، وجهد الخلية، نستخرج قيم جهود الاختزال من السلسلة الكهروكيميائية.

وعند ضرب نصف تفاعل الإخترال في (٢)، وجمع نصفي التفاعل تحصل على معادلة التفاعل الخلوى:

4.07- = E 2NaCl₍₁₎ → 2Na_(s) + Cl_{2(g)}

وتكون نواتج التحليل الكهريائي:

١ - تصاعد غاز الكاور على المصعد.

٧ - تكون الصوديوم على المهبط.

٣- نلاحظ أن إشارة جهد التفاعل (E) سالبة، أي أن التفاعل غير تلقائي، ولا
 يمكن حدوثه إلا بتزويد التفاعل بفرق جهد يزيد عن ٤٠٠٧ فولت.

إن التحليل الكهربائي لمحاليل المواد الأيونية لا يختلف من حيث المبدأ مسع التحليل الكهربائي لمصاهير المواد الأيونية، ولكنها أكثر تعتيداً من المصاهير لوجود جزيئات الماء التي تزيد من لحتمال تأكمندها عند المصعد، ولخترالها عند المهبط.

معادلة تأكسد الماء:

1.23- - E 2H₂O - O_{2(g)} + 4H⁺ + 4e



نواتج تأكسد الماء:

١- تصاعد غاز الأوكسمين.

٢- تكون وسط حامضى.

معادلة اختزال الماء:

0.83- = E 2H₂O+2e⁻ → H_{2(g)} + 2OH⁻ فولت لفاء:

١- تصاعد غاز الهيدر وجين.

٢- تكون وسط قاعدي.

ويتم تحليل محلول أي مادة أيونية وفق الخطوات التالية:

١- يعمل الماء على تفكيك المركب الأيوني إلى أيونات موجبة أيونات سالية.

٧- تقوم البطارية بدفع الإلكترونات إلى المحلول عن طريق القطب السالب.

٣- تتحرك الأيونات المختلفة نحو الأقطاب المخالفة لها في الشحنة.

٤- يحدث اختزال للأيون الموجب أو للماء على المهبط.

٥- يحدث تأكسد للأيون السالب أو للماء على المصعد.

 تخرج الإلكتروذات من المصعد ثم تعود إلى البطارية مرة ثانية لتكمل دورثها.

في عملية التحليل الكهربائي لمحاليل المواد الأيونية، هناتك احتمال تأكمد الأبــون السائب أو جزيئات الماء على المصعد، واحتمال اختزال الأيون الموجب أو جزيئات الماء على المهبط.

نظر باً:

- يحدث على المصعد ثفاعل التأكسد الذي يمثلك جهد تأكسد أكبر.
- يحدث على المهبط ثقاعل الإخترال الذي يمتلك جهد اخترال أكبر.
- قد تخالف التجربة العملية في بعض الأحيان ما هو متوقع رياضياً.

مثال (١):

وجد بالتحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم NaCl باستخدام أقطاب من الغرافيت:

تصـاعد غــاز الكلــور عند المصعد، تصاعد غاز الهيدروجين عند المعط.

١- اكتب التفاعلات التي تحدث على كل قطب.

(E) احسب جهد التفاعل (E).

٣- ما نواتج التحليل الكهربائي.

جهد لخنزل الماء -٩٨٠، فولت، جهد اختزال الصوديوم -٢,٧١ فولت. جهد تأكسد الماء -١,٢٣ فولت، جهد تأكسد الكلور -١,٣٦ فولت.

الحل:

وهناك احتمال لحدوث أي من تفاعلي التأكمد التاليين على قطب

ا فولت ۱٬۳۳۰ – E
$$^{\circ}$$
 2Cl $^{\circ}_{(aq)}$ \longrightarrow Cl $^{\circ}_{2(g)}$ + 2e $^{\circ}$ \rightarrow O $^{\circ}_{2(g)}$ + 4H $^{+}$ + 4e $^{\circ}$ O $^{\circ}_{2(g)}$ + 4H $^{+}$ + 4e

ويلاحظ من خلال جهدي تأكسد الماء والكلور بأن جهد تأكسد الماء أعلى من جهد تأكسد أيون الكلوريد، ففي هذه الحالة يتوقع أن يكون ميل الماء للتأكسد أكبر من ميل أيون الكلوريد.

وينص السوال على تصاعد غاز الكلور عند المصعد، وهذا يعني أن اكسدة أبون الكلوريد $^-$ Cl أسهل من أكسدة جزيئات الماء $^+$ (على الرغم

من مخالفة ذلك لقيم E'.

وهناك احتمال لحدوث أي من تفاعلي الاخترّ ال التاليين على المهبط: $Cl_{2(g)} + 2e^ Cl_{2(g)} + 2e^ + 2e^-$

ويلاحظ من خلل جهدي لخنزال الماء وليون الصوديوم أن جهد الحسنزال الماء أعلى من جهد اختزال أيون الصوديوم، لذلك يتوقع أن يكون ميل الماء للاختزال أكبر من ميل أيون الصوديوم.

ويما أن السؤال ينص على تصاعد غاز الهيدروجين عند المهبط، فإن المساء أسمل اخستز الا مسن أيسون الصوديوم Na^+ (وهذا يتفق مع جهود الاختزال).

لذلك يكون نصفي تفاعل التحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم كالآتى:

$$Cl_{2(g)} + 2e^-$$
 المصعد $1,77 - = E$ $2Cl^-(aq)$ $Cl_{2(g)} + 2e^-$ المصعد $1,77 - = E$ $2H_2O_{(i)} + 2e^ H_{2(g)} + 2OH^-(aq)$ المهابط $1,77 - = E$ $2H_2O_{(i)} + Cl_{(aq)}$ $H_{2(g)} + 2OH^-(aq) + Cl_{2(g)}$

نواتج التحليل:

١- يتصاعد غاز الكلور Cl₂ عند قطب المصعد نتيجة لتأكمد أيون الكلوريد.
 ٢- يتصاعد غاز الهيدروجين H₂ عند المهبط نتيجة لاخترال الماء.

۳- يتكون محلول قاعدي من هيدروكسيد الصوديوم لوجود أيونات OH
 وأيونات Na⁺ المحلول لم يطرأ عليها تغيير.

مثال (٢):

عند إجراء تطيل كهربائي لمحلول مائي من كبريتات الصوديوم Na2SO4 باستخدام أقطاب خاملة بالحظ:

أ- تصاعد غاز O2 عند المصعد.

ب-تصاعد غاز H2 عند المهبط.

اكتب المعادلات التي تحدث على كل قطب واكتب التفاعل الخلوي.

الحل:

بما أن غاز الأوكسجين يتصاعد عند المصعد، فهذا يعني أن تأكسد جزيئات الماء أسهل من تأكسد أيون الكبريتات:

ويتصاعد غاز الهيدروجين عند المهبط، وهذا يعني أن اخترال جزيئات الماء أسهل من اخترال أبون الصوديوم:

$$2H_2O$$
 $O_2 + 4H^+ + 4e^ 2H_2O + 4e^ O_2 + 4OH$ O_2O $O_3 + 4H^+ + 4OH$ O_4O $O_2 + 4H^+ + 4OH$ O_4O $O_2 + 4H^+ + 4OH$ $O_3 + 4H_3O$

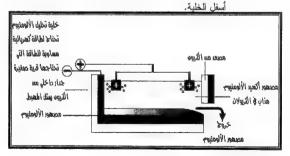
ويصبح التفاعل الكلي لتحليل محلول كبريتات الصوديوم كهربائياً بعد اختصار الماء الزائد:

$$2H_2O \longrightarrow 2H_2 + O_2$$

١- الحصول على بعض العناصر والمركبات المفيدة كتحضير الكلور CI2
 وهيدروكسيد الصوديوم NaOH والهيدروجين من محلول كلوريد الصوديوم.

٢- الحصول على الألومنيوم AI من التحليل الكهربائي لمصهور الألومنيا AI2O.

- يتم الحصول على الألومنيوم من خام البوكسيت (أوكسيد الألومنيوم المائي) H2O.A12O3 النقي.
- لتخفيض درجة انصهار أوكسيد الألومنيوم يخلط بمادة الكريو لايت Na3AF6.
- تتكون خلية التحليل من وعاء من الحديد مبطن من الداخل بطبقة من الغرافيت كمهبط، أما المصعد فيتكون من حدة قضبان من الغرافيت متصلة مع بعضها ومغمورة في المصهور.
- يتكون الألومنيوم في هذه الخلية عند المهبط حيث تختزل أيونات
 A1⁺³ ويسحب مصمهور الألومنيوم الناتج من مخرج خاص في



- تحضير الصوديوم Na والمغنيسيوم Mg من التحليل الكهربائي لمصاهير كلوريداتها NaCl₂ ،NaCl.
 - ٣-تنقية النحاس من الشوائب.
 - ٤- الطلاء الكهربائي مثل:
 - طلاء الحديد بالكروم لوقايته من الصدأ.
 - الطلاء بالفضة والذهب الأغراض الزينة.



البنية الإلكترونية للذرة

النمونج الميكانيكي الموجى للذرة:

لدراسة أي موضوع علمي لا بد من إلمام الدارس ببعض المسلمات والمفاهيم والحقائق المرتبطة بالموضوع والتي بدونها لا يمكن فهمه، ولكي يتمكن الدارس من فهم النموذج الميكانيكي الموجي للذرة لابد من فهم الحقائق الأساسية الملازمة لهذا الموضوع في البداية.

المسلمات والحقائق الأساسية:

١- ضرب أو قسمة كمية ما على الواحد الصحيح لا يغير من قيمتها. تذكر
 أن الواحد الصحيح يمكن أن يستخدم في أشكال لا حصر لها مثلا:

٢- عند ضرب الأعداد الأسية تجمع الأسس وعند قسمتها تطرح الأسس.

أمثلة:

$$\frac{1}{2} \cdot f^{2} \times f^{0} = f^{A}$$

$$\frac{1}{2} \cdot f^{-2} \times f^{-2} = f^{-2}$$

$$\frac{1}{2} \cdot f^{-2} \times f^{0} = f^{2}$$

$$\frac{1}{2} \cdot f^{-2} \times f^{2} = f^{-2}$$

$$\frac{1}{2} \cdot f^{-2} \times f^{2} = f^{-2}$$

$$\frac{1}{2} \cdot f^{-2} \times f^{2} = f^{-2}$$

$$\frac{1}{2} \cdot f^{-2} = f^{-2}$$

$$\frac{1}{2} \cdot f^{-2}$$



$$\zeta^{-1} = 1^{-\frac{1}{2}} = 1^{-\frac{1}{2}-1} = 1^{-r}$$

٣- الوحدات الدولية الأساسية للقياس هي:

- كيلو غرام (كغم): للكتلة.
 - المتر (م) للمسافة.
 - الثانية (ث) للزمن.
 - الأمبير لشدة التبار.
 - المول لكمية المادة.
- درجة الحرارة المطلقة كلفن لدرجة الحرارة.

أما وحدات القياس الأخرى فجميعها مشتقة من هذه الوحدات الأساسية.

٤- مصطلح دقيقة وجمعها دقائق وتعني جسيم لا متناهي في الصغر مثل الذرة، والإلكترون، والبروتون. . إلخ.

٥- تتكون ذرة أي عنصر من قسمين رئيسيين هما:

- النواة: صغيرة الحجم وموجبة الشحنة وثقيلة نسبيا وتحوي النواة نوعان من النقائق هي البروتونات وهي موجبة الشحنة والنيترونات وهي متعادلة الشحنة أي لا تحمل شحنة.
- المحيط الخارجي: ويتكون من مجموعة مستويات وهو كبير الحجم وسالب الشحنة وخفيف، وتسكن الإلكترونات في هذه المستويات وهي سالمة الشحنة.



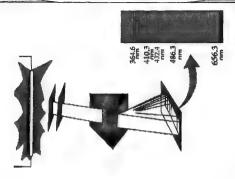
٢- هناك شكل ولحد لكل من البروتونات والنيترونات والإلكترونات التي
 تتكون منها الأنواع المختلفة من المواد الموجودة على الأرض.

٧ لا يمكن رؤية الذرة أو أي من مكوناتها بالعين المجردة أو حتى بالمجهر.
 الضوء وأثره في كشف البنية الذرية للعناصر:

لاحظ العلماء أنه عندما يمر شعاع من الضوء الأبيض العادي من خلال شق صغير ويسقط على منشور ثلاثي، فإنه يخرج منه على شكل طيف منصل بلا انقطاع رغم اختلاف ألوانه السبعة، وسمي الطيف الناتج باسم الطيف الكهرومغناطيسي، وهو طيف مرئي تتراوح أطوال موجات الضوء فيه ما بين ٣٠٨ – ٧٠٠ × ٢٠ ٢٠م، وهذه الأطوال الموجية هي التي يمكن للعين البشرية رؤيتها، فإذا زادت أو نقصت عن هذه القيم أصبحت خارج مجال الرؤية.

ونظراً لهذا المقدار اللامتناهي في الصغر في أطوال الموجات، فقد وجد العلماء أن من الأنسب قياسها بوحدة صغيرة هي وحدة النانوميتر وهي وحدة تساوي جزء من بليون من المتر أي بالأرقام ١ نانوميتر = $^{-1}$ م أو أن ام = $^{-1}$ أننانوميتر، وعلى ذلك فإن أطوال موجات الضوء المرثي تتراوح بين $^{-7}$ ما نانوميتر.

وقد أجرى العلماء ذات التجربة على الضوء الصدادر من غاز الهيدروجين الموجود في أنبوب بقريغ كهربائي، فظهر طيف ضوئي أيضاً ولكنه كان طيفاً متقطعاً يظهر فيه مسافة بين لون وآخر، وعند استبدال غاز الهيدروجين بغاز آخر ظهر طيف متقطع ولكن بالوان أخرى، وهكذا ظهر أن العناصر المختلفة يمكن تمييزها بأطيافها، ولقد اكتشف عنصر الهليوم بواسطة هذا التحليل الطيفي حيث عثر عليه في ضوء الشمس قبل أن بكتشف على الأرض.



الطيف الذري:

وقد أثارت هذه الظاهرة اهتمام العلماء وعكفوا على دراستها واعتقدوا أن سبب الاختلاف في أطياف العناصر (الأطياف الذرية) الواحد منها عن الآخر يعود إلى تركيب ذراتها وتوزيع إلكتروناتها حول النواة، وقد كانت هذه هي البداية التي أدت إلى ظهور نظرية الكم التي أحدثت الثورة العلمية، والإلكترونية في نهاية القرن العشرين.

فبدأ العلماء بدراسة الطيف الذري لغاز الهيدروجين لأن ذرته هي الأخف والأبسط من بين ذرات كل العناصر المعروفة، ولذلك فمن المتوقع أن يكون لها أبسط بنية وأبسط طيف.

تهيج الذرات:

من المعلوم بأن طاقة وضع الإلكترون تتحدد ببعد المستوى الذي يحتله عن النواة، وتكون الذرة مستقرة إذا كانت إلكتروناتها موزعة بالترتيب على المدارات ذات المستوى الأقل.

فمثلاً ذرة الهيدروجين المكونة من بروتون واحد والكترون واحد، يكون



الإكترون في حالة الاستقرار فيها موجوداً في مستوى الطاقة الأول، ولكن إذا امتصت هذه الذرة طاقة فإن طاقة وضع الإلكترون تزداد وينتقل إلى مستوى أعلى قد يكون الثاني أو الثالث أو الرابع... إلخ.

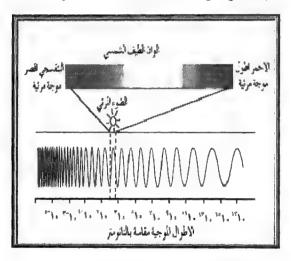
وتسمى الذرة في هذه الحالة باسم الذرة المتهيجة، وقد تتهيج الذرات لجبارياً إذا سقط عليها ضوء، أو إذا تأثرت بطاقة كهربائية أو غيرها من أشكال الطاقة، كما قد يهيجها العلماء أثناء التجارب لأغراض الدراسات والأبحاث التي تقود للاكتشافات والاختراعات، ومن الأمثلة المعروفة في هذا المجال ظاهرة الفسفرة التي تنتج عن عنصر القوسفور عندما يتعرض لضوء عادي.

	الألكرونات تعطي طاقة
n-1 حركة ألألكترونات بين مستويات الطاقة	إعطاء الألكرونات طاقة

الضوء وأثره في كشف البنية الذرية للعناصر

الطيف الكهرومغناطيسي:

يتألف هذا الطيف من مجموعة من مناطق تختلف في أطوال موجاتها وبعضها يقع ضمن مجال رؤية العين البشرية ويعرف باسم الطيف المرئي والقسم الأكبر يقع خارج مجال الرؤية ويعرف بالطيف غير المرئي.



وفي كل الأحوال فإن:

سرعة الضوء = طول الموجة المعنية × التردد

الموجات م م ث = ل × عدد الموجات ث

حيث (ل) تعنى طول الموجة بالأمتار، أما النردد فهو عدد الموجات في



الثانية الواحدة ويقاس بوحدة هير تز.

مثال:

إذا كان تربد موجة كهر ومغناطيسية ١٤١٠ هيرتز فما طول هذه الموجة؟ الحل:

سرعة الضوء (سرعة الموجات الكهرومغناطيسية).

= ٣ × ١٠ أم طول الموجة

وتقاس الموجات القصيرة جدا بوحدة نانومتر وهي وحدة تساوي ١٠ ٦٠ م أو بطريقة أخرى ١ م = ١٠ - ا انومتر.

وعلى ذلك فإن طول الموجة في السؤال السابق يكون:

۱ -۲^{+۴} = نانو میتر

- ۱۰ " نانومتر

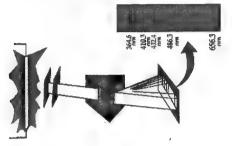
الطيف الذرى:

هــو ذلك الطيف المرئي الذي يصدر عند عودة إلكترونات ذرات عنصر مته يجة في الحالة الغازية من مستويات طاقة عالية إلى مستويات طاقة أدنى منها.

لقد كان الطيف الذري هو المفتاح الذي أمكن بو اسطته حل لغز التركيب

الإلكتروني للذرة وبعبارة أخرى نوزع للكترونات الذرة على مستويات الطاقة. فعن دراسة خطوط الطيف الذري للعنصر أمكن تحديد بنيته.

وقد بدأ العلماء بدراسة الطيف الذري لعنصر الهيدروجين لأنها الذرة الأخف والأبسط تركيباً ومن المؤكد أن يكون طيفها أبسط الأطياف وكذلك بنيتها، وتابع العلماء دراستهم للأطياف الذرية لمختلف العناصر بعد ذلك.



تفسير الطيف الذري:

عندما تتعرض ذرات العنصر وهو في الحالة الغازية إلى طاقة تؤدي إلى تهيجها، فإن الكتروناتها الخفيفة والسريعة تتأثر بهذه الطاقة وتنتقل إلى مستويات ذات طاقة أعلى، إن وضع الذرة المتهيجة هو وضع غير مستقر، اذلك تحاول الذرية أن تعود لوضعها الطبيعي أي أن الإلكترون (أو الإلكترونات) تعود إلى مستوياتها الأقل طاقة وبذلك تفقد مقادير مختلفة من الطاقة تظهر على شكل موجات ضوئية. وتمثل المناطق المعتمة في الطيف الخطي للعنصر أطوال

لقد أثار الطيف الذري المتقطع للهيدروجين (والعناصر الأخرى التي درست أطيافها) تساؤلا متوقعا هو: لماذا يكون الطيف متقطعا ؟ وقد جاء الجواب من العالم بلانك الذي قال بأن الضوء هو ذو طبيعة موجية ومادية في وقت واحد، فالضوء ينبعث على شكل وحدات مادية تسمى الواحدة منها فوتون. ولكل فوتون كمية محددة من الطاقة تتناسب مع نر دده.

وقد ضع بلانك معادلة الطاقة للفوتون على الشكل التالى:

الطاقة = ثابت بلائك × التريد

وقد اكتشف بلانك الثابت تجريبيا وقيمته بالتقريب هي:

۱۰×۱,۱۳ موجة / ثانية).

مثال:

إذا علمت أن تردد الضوء الأحمر يساوي ٤,٦ × ١٠ ¹⁴ هيرتز، فاحسب طاقة فوتون الضوء الأحمر.

الحل:

تحسب الطاقة حسب معادلة بلانك:

$$= 77,7 \times 1^{-37}$$
 جول، ث × 7,3 × ۱-31 ث

(بالضرب في
$$\frac{1}{1}$$
) = $\frac{\pi,0}{1}$ × ، ۱-،۲+۱

الفصل الخامس عشر الحالة الغازية



الحالة الغازية

نظرية الحركة الجزيئية:

من المعلوم أن المادة هي كل شيء يحيط بنا، وأنها في حالة تغير دائم وأن الظواهر الطبيعية كلها تحدث على المادة وتؤثر وتتأثر بها، وقد عكف العلماء منذ الأزل على دراسة وتفسير سلوك المادة وحالاتها وتغيراتها، وبناءً على ما تراكم لديهم عبر هذه الأزمان الطويلة وضعوا نظرية، مقبولة حتى الآن، هي نظرية الحركة الجزيئية التي تدرس وتفسر كل ما يحدث في هذا الكون الواسع من ظواهر مهما كانت وتتضمن هذه النظرية ما يأتي:

أ- تتكون أي مادة من دقائق صغيرة لا يمكن رؤيتها بالعين المجردة، وتختلف أنواع الدقائق باختلاف أنواع المواد، فبعض المواد تكون دقائقها عبارة عن ذرات مثل غاز الهليوم، وبعضها عبارة عن جزيئات مثل الماء، وأخرى عبارة عن أيونات مثل ملح الطعام، وقد أطلق العلماء على الدقائق الصغيرة التى تتكون منها المواد اسم الجزيئات.

ب-دقائق المادة (أي جزيئاتها) في حركة مستمرة ولا تتوقف أبداً، ويزداد
 معدل الطاقة الحركية بازدياد درجة الحرارة.

تتاسب سرعة حركة الدقائق (أي الجزيئات) عكسياً مع تقلها، فالجزيئات
 الأثقل تتحرك بشكل أبطأ من الجزيئات الخفيفة.



ذرة كبيرة



ذرة صغيرة

مقارنة بين حالات المادة الثلاث حسب نظرية الحركة الجزيئية للمادة

and the subsection	Wall wol	THE TATE	1 16 Ag
كبير جداً، أكبر بكثير ن حجم الجزيئات نفسها	صغيرة، أكير قليلاً مما هي في الحالة الصلبة	صغيرة إلى حر كبير	المسافات بين الجزيئات
لا شكل لها، فهي تتوزع عشوالياً في الأوعية التي تحويها	متغير حسب شكل الوعاء الذي توضع فيه	ئايت	الشكل
متغیر فیمکن نقل الغاز من وعاء کبیر إلی وعاء صغیر بسهولة	<u>ٿاپت</u>	ثابت	الحجم
كلها شفافة بالرغم من أن الكثير منها له لون.	كالمواد الصلية	قد تكون شفافة أو نصف شفافة أو معتمة	الشقاقية
تتحرك حركة عشوائية وفي جميع الإتجاهات.	تتحرك الجزيئات حركة إنزلاقية على بعضها البعض	تتحرك الجزيئات حول نقطة ثباتها حركة محدودة جداً	الحركة
قوى التجاذب صغيرة جداً وتعتبرها في حالة الفاز المثالي معومة وهذا يفسر عدم وجود شكل وحجم ثابت لها	كبيرة وهذا يفسر ثبات حجمها أما تغير شكلها فمرده إلى انزلاق الجزيئات على بعضها دون انفلاتها	كبيرة جداً وهذا يقسر ثبات شكلها وحجمها	قوى التجاذب بين الجزيئات
تمترج الفازات كلها بيعضها بجميع النسب، فهي لا تعرف حدوداً كالمواد الصلية والسائلة	بعض أثواعها بمتزج بجميع النسب، ويعضها الآخر بنسبة محددة، ويعضها لا يمتزج	يصعب امتزاجها إذا كانت على شكل حبيبات كبيرة، وتحتاج إلى قوة لمزجها عندما تكون حبيباتها صغيرة	قابلة امتزاج المواد الواحدة بالأخرى

نظرية الحركة الجزيئية وحالات المادة:

 ا) يمكن للمادة وهي في الحالة الصلبة أن تأخذ شكل الوعاء الذي توضع فيه إذا كانت على شكل ممحوق ناعم الحبيبات.

٢) تجمع الغازات والسوائل معاً تحت اسم الموائع وذلك لأنه:

- لا يوجد شكل ثابت للسوائل والغازات.
- تتصتع الجزيات في كلا اللوعين بحرية الحركة وإن كانت الغازات
 تتصتع بصرية حسركة شبه مطلقة مقارنة مع حرية حركة السوائل
 الإنز لاقية المحدودة.
 - ٣) تجمع المواد الصلبة والسائلة معاً تحت اسم الحالة المكثفة وذلك بسبب:
 - ثيات الحجم للمواد الصلبة والسائلة.
- تأثير الضغط العالي ضعيف على المواد الصلبة والسائلة ولكنها عموماً غير قابلة للانضغاط.

القياسات المتعلقة بالغازات:

لوصف حالة الغاز الموجود في وعاء ما يلزمنا أربع كميات: كتلة الغاز (عدد مولاته).

أ- حجمه.

ب-ضغطه.

ج-درجة حرارته.

قوانين الغازات:

عند در اسة العلماء لخواص وسلوك الغازات تجريبياً توصلوا إلى مجموعة من القوانين التي تحكمها، وسنوضحها تباعاً في ما يلي:

١- القانون الأول:

ماذا يحدث لضغط كمية محددة من الغاز عندما يتغير حجمها مع بقاء درجة الحرارة ثابتة؟

لقد درس العلماء غازات كثيرة لإيجاد علاقة ما بين حجم الغاز وضخطه تحت نفس درجة الحرارة، وكان العالم الإنكليزي بويل أحد من قاموا بذلك وتوصل إلى وضع القانون المعروف باسمه "يتناسب حجم كمية مسن الغاز المحصور تناسباً عكسياً مع ضغطه عند بقاء درجة الحرارة ثابتة".

ويعبر عن قانون بويل رياضياً بعدة أشكال منها:

حجم الغاز المحصور × ضغطه = مقدار أ ثابتاً

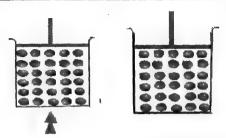
حجم الغاز في الحالة الأولى حجم الغاز في الحالة الثانية حجم الغاز في الحالة الأولى حجم الغاز في الحالة الأولى

فإذا اتفقنا على وضع الرمز ح للدلالة على الحجم والرمز ض للدلالة على الضغط أمكننا أن نكت:

أو ح بض، = ح بض، الخ.

٧- القانون الثاني:

ما العلاقة بين حجم الغاز ودرجة حرارته تحت ضغط ثابت ؟



تجرية - القانون الثاني:

العلاقة بين حجم الغاز ودرجة حرارته تحت ضغط ثابت.

متطلبات مسبقة: أنظمة قياس درجة الحرارة المستخدمة دولياً:

أ- درجة تجمد الماء في النظام المئوي أو نظام سلسيوس صفر.

ب-درجة غليان الماء في نفس النظام السابق ٠٠١.

ج-درجة تجمد الماء في النظام المطلق والذي نسميه أيضا نظام كلفن ٧٧٣,١٥.

د- ما درجة غليان الماء في نظام كلفن ٣٧٣.

ه—-هسي الوعاءين نفس كمية الغاز (أي نفس عدد المولات)، أما الكمية الأخرى (غير الحجم) التي يختلف فيها الغاز في الوعاء عنه في الوعاء ك في درجة الحرارة حيث تكون مختلفة في الوعاءين.



١-يزيد حجم الغاز كلما ازدادت درجة الحرارة.

٧-إذا انخفضت درجة الحرارة يقل حجم الغاز.

لقد وضع العالم الفرنسي شارل (نتيجة لدراسة طويلة) قانوناً يربط بين الحجم ودرجة حرارته المطلقة للغاز "يتناسب حجم كمية من الغاز تناسباً طردياً مع درجة حرارته المطلقة".

يعبر عن قانون شارل رياضياً بالعلاقة الرياضية التالية:

الحجم = مقدار ثابت

٣- القانون الثالث:

درس العالم غاي لوساك العلاقة بين ضغط الغاز ودرجة حرارته المطلقة بشبوت الحجم وتوصل إلى وضع قانون عرف فيما بعد بقانون غاي -- لوساك وينص على: "بتناسب ضغط كمية من الغاز تناسباً طردياً مع درجة حرارته المطلقة عند ثبوت الحجم ".

ضغط الغاز = مقدار ثابت المطلقة

١- عينة من الهواء الجوي محصورة في وعاء تحت درجة حرارة ٢٧ أس، إذا برد الوعاء إلى درجة ٢٧ أس، فكم يصبح ضغط الهواء داخله علماً بأن ضغط الهواء داخل الوعاء قبل التبريد كان ٨ جوي؟

القانون الثالث:

ما العلاقة بين ضغط الغاز ودرجة حرارته المطلقة مع بقاء حجمه ثابتًا؟ يمكنك أن تسأل نفسك الأسئلة التالية أو غيرها لتستنتج العلاقة. ١- ماذا يحدث لدرجة الحرارة إذا النخفض الضغط؟
 ١٠- تنخفض الضغطة

٢- ماذا يحدث للضغط إذا ارتفعت درجة الحرار ٢٥

يرتفع ضغط الغاز بارتفاعغ درجة الحرارة.

٣- ابحث عن علاقة ثابتة بين الضغط ودرجة الحرارة؟
 اذا درست الأعمدة بعناية تجد فيها جميعاً أن:

٤- درجة الحرارة في العمود (٥) = ١٠٠ . К.

٥- الضغط في العمود (٦) = ٨ جوي.

طبعاً الأرقام تحصل عليها من العلاقة الثابتة في الحالات المدروسة والمعطاة في الجدول.

1 - 0

تحليل المسألة الحسابية.

كم درجة الحرارة الأصلية في الوعاء؟

- (۱۲۷ س).

كم ضغط الهواء في الحالة الأولى وقبل التبريد؟

- (٨ جوي).

ماذا عملنا على الوعاء؟

- (تم تبريده إلى الدرجة ٢٧س).

ماذا يحدث للضغط إذا انخفضت درجة الحرارة ؟

ينخفض الضغط حسب قانون غاي لوساك.

تطبيق العلاقة الطردية بين الضغط ودرجة الحرارة يتم إذا كانت درجة الحرارة مطلقة. كم درجة الحرارة المطلقة في الحالة الأولى: ١٢٧ + ٢٧٣ + ، ، = ، ، ؛ للثانية: ٣٠ + ٢٧٣ + ، ، ؛ للثانية: ٢٧

ضغط الهواء داخل الوعاء بعد التبريد ؟

$$\frac{\frac{\lambda}{\pi \cdot \lambda}}{\pi \cdot \lambda} = \frac{\lambda}{\pi \cdot \lambda}$$

$$\frac{\lambda}{\pi \cdot \lambda} = \frac{\lambda}{\pi \cdot \lambda} = \pi_{e, e, h}.$$

قوانين الغازات:

القانون الرابع وهو يأخذ شكلين نستعرضهما تباعأ

١) القانون الجامع للغازات:

لنشتق هذا القانون اعتماداً على قانونين سابقين:



٢) قانون بويل:

 ١- وبالكاحم يتناسب.الغاز المحصور تناسباً.مع ضغطه عند ثبوت درجة الحرارة.

٢- قانون شارل ح ط وبالكلام يتناسب حجم الغاز تناسباً طردياً مع.
 المطلقة عند ثبه ت الضغط.

٣- ومن الناحية العملية فان حجم الغاز يتغير بتغير الضغط ودرجة الحرارة
 معاً، فإذا جمعنا القانونين السابقين معا حصلنا على:

 $- \frac{\frac{d}{d}}{d}
 = - \frac{\frac{d}{d}}{d}$ ثابت $- \frac{d}{d}$

فإذا وضعنا الثابت موضوع القانون حصائنا على: الثابت =.

 ٤- ويمكن كتابة العلاقة السابقة (التي حصلنا عليها في ٣) عندما نقارن بين حالتين على الشكل:

اكتب شكلين آخرين للعلاقة السابقة.

ه- اكمل العبارة التالية: يتناسب حجم كمية من الغاز تناسباً......مع
 درجة الحرارة المطلقة وتناسباً......مع الضغط الواقع عليه.

٣- حجم كمدية من الغاز ١٠ ٥سم تحت ٣ جوي ودرجة حرار ٢٥ أس، كم يصبح حجمها إذا تغير الضغط واصبح ٥ جوي واصبحت درجة الحرار ٢٧٥ أس؟
 ٧- كمدية من الغاز حجمها ٤٩٠ لتراً، كم يصبح حجمها إذا تضاعف الضغط الواقع عليها سبم مرات وتضاعفت درجة حرارتها المطلقة ثلاث مرات.

3- القانون الرابع:

١) القانون الجامع للغازات:

١ - حجم ، عكسياً.

٢- درجة حرارته.

٣- الثابت = ---

الشكل:

$$\frac{31 + 01}{34 + 01} = \frac{d_1}{d_1} = \frac{51}{10} = \frac{31}{10} + \frac{1}{10}$$

أو حرض رطه = حرض بطر أو

٥- طربياً ، عكسياً.

٣- نطبق العلاقة --- - بعد أن نحول درجة الحرارة من

النظام (س) إلى النظام المطلق (نظام كلفن):

$$\dot{\mathbf{K}}$$
 we, $= 7 \vee 7 + 7 \vee 7 = 7 \dot{\mathbf{K}}$

:031

وبالضرب التبادئي: ح $_{Y}$ × ٥ × ٥٠٠ = ١٠٥ × $_{X}$ × ٥٠٠ و الآن:

وبعد الاختصار ح، = ٢٧٠ سم الحجم في الشروط الجديدة.

٧. كم حجم الغاز؟

ماذا حدث للضغط؟

- تضاعف ٧ مرات أي إذا كان الضغط الأولى س جوي فإنه أصبح ٧ س جوى.

ما التغير الذي حدث على درجة الحرارة؟

- تضاعف ثلاث مرات أي إذا كانت درجة الحرارة ط K أصبحت ٣ ط K.

والآن نطبق العلاقة:

وبالضرب التبادلي:

ح = م<u>س ×ظ</u>

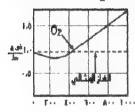
وبالاختصار = ٢١٠ لترا الحجم الجديد.

قوانين الغازات:

القانون الرابع:

٢) قانون الغاز المثالي:

تعرف من البند السابق أن عض تساوي مقداراً ثابتاً. لقد أجرى العلماء اختبارات كثيرة وعلى غازات عديدة فوجد أن عض لا يساوي مقداراً ثابتاً.



ولو درسنا المقدار ض ح / ط وعلاقته بدرجة الحرارة المطلقة سنجد أن هذا المقدار أبعد ما يكون عن الثبات خاصة عند درجات حرارة منخفضة.

تختلف الغازات في شذوذها عن قوانين الغازات من نوع لاخر. فغاز الهيليوم مثلاً يكاد يكون غازاً مثالياً تتطبق عليه قوانين الغازات في كل الطروف، بينما غاز مثل CO، وبخار الماء يبتعدان كثيراً جداً عن قوانين الغازات. ان علينا ان نتنكر إن الكثير من الغازات لا تبقى في الحالة الغازية عندما نطبق عليها ضغطاً عالياً وعندما نخفض درجة حرارتها، بل تتحول إلى الحالة السائلة وذلك بسبب التجانب بين جزيئاتها.

إذن يمكن أن نقول أن الغاز المثالي، هو غاز ينطبق عليه قانون بويل وشارل وقرانين الغازات الأخرى عند جميع الضغوط ودرجات الحرارة. أما الغاز الحقيقي فهو غاز ينطبق عليه قانونا بويل وشارل وقوانين الغازات الأخرى عند درجات حرارة وضغوط ليست عالية جداً وليست منخفضة جداً، أما عند ضغوط عالية ودرجات حرارة منخفضة فيكون سلوك الغازات شاذاً كثيراً أو قليلاً عن هذه القوانين وذلك تبعاً لخواص الغاز نفسه.

قوانين الغازات:

القاتون الرابع:

٢) الغاز المثالي

الغاز المثللي: هو غاز افتراضي لا يمكن تسبيله وذلك لانه لا يوجد قوى.بين جزيئاته.

أيهما اقرب إلى سلوك الغاز المثالي غاز CH؛ أم غاز HCl ؟ قسر. معادلة الحالة المغاز ات: لنعد قليلاً إلى قوانين الغاز ات التي درسناها وهي:

1- ح α أن (قانون بويل).

٢- ح ط (قانون شارل).

٣- ح الكتلة (أي مع عدد المولات) وهذه حقيقة بديهية لا تحتاج إلى
 إثبات (قانون أفوجادرو).

لــنعط عدد المولات الرمز ع. إنن ح □ ع فإذا جمعنا العلاقات الثلاث السابقة معاً حصلنا على:

ح xb ض ح

فإذا رمزنا للثابت بالرمز (ر):

ح = <u>ط×ع</u> ثابت

موسوعة الكيمياء الشاملة

فان ح ض = ط ع ر وهذه تعرف بمعادلة للحالة للغازات وهي تجمع بين الحجم والضغط، ودرجة الحرارة، وعدد المولات، فإذا عرفنا قيم ثلاثة منها أمكننا حساب قيمة الرابع بسهولة اعتماداً عليها.

أما قيمة الثابت (ر) فقد حسبت مخبرياً ونتيجة التطبيق على أكثر من غاز، والمثال التالي يوضح ذلك:

في إحدى التجارب المخبرية تبين أن حجم مول واحد من أحد الغازات ١١,٨ لتر، عند الدرجة صفر س وضغط ١,٩٠ جوي. من هذه المعلومات احسب قيمة الثابت (ر) الحل:

الحجم × الضغط = عدد المولات × درجة الحرارة المطلقة × ر درجة الحرارة المطلقة = 0 + ۲۷۳ - ۲۷۳ =

 \mathbb{K}^{1} التر × ۱٫۹۰ جوی = امول ×۲۷۳ \mathbb{K}^{1} × ر

۱۱٫۸ لتر × ۱٫۹ جوي = ۱۸٫۰ لتر. جوي/ مول. k. أمول × ۲۷۳ مول.

سؤال:

- استخدم قيمة ر التي حسبتها في السؤال السابق لحساب حجم المول الواحد من الغاز في الظروف المعيارية.
 - حدد المقصود بالظروف المعيارية قبل ان تحل السؤال.

القانون الرابع:

قانون الغاز المثالي:

۱- تجانب.



يقرب الغاز من الحالة المثالية.

سۇال:

الظروف المعيارية:

كان على العلماء أن يعتمدوا قيما مرجعية للضغط ودرجة الحرارة عند دراسة الغازات والمقارنة بينها، وقد اختاروا لذلك ضغطاً جوياً نظامياً ولحداً (٧٦٠ ملم زئبق عند سطح البحر)، ودرجة الحرارة صفر س أي ٢٧٣ ٪ . إن يكون الغاز في الظروف المعيارية عندما يكون الضغط ١ جوي ودرجة الحرارة صفر س أو ٢٧٣ ٪ . "

تحليل السؤال:

١- كم عدد مولات الغاز؟

- مول ولحد.

٧- كم مقدار الضغط؟

- ضغط جوي واحد.

٣- كم درجة الحرارة؟

.K YYT -

٤ - كم مقدار الثابت؟

-ر= ۱,۰۸۲۱ لتر. جوي/ مول. K.

٥- ما المطلوب في السؤال؟

المطلوب حساب حجم المول من الغاز في الظروف المعيارية.

- 4

= \frac{1 \times \times

قواتين الغازات:

٥- القانون الخامس: قانون دالتون للضغوط الجزئية



حجم كل وعاء من الأوعية الأربعة - ١ لتر .

إذا نقلت محتويات الأوعية ١، ٢، ٣ إلى الوعاء ٤ فكم يكون الضغط داخله (درجة الحرارة متشابهة في كل الأوعية ولم يحدث عليها تغيير).

الضغط داخل الوعاء (٤) = لاحظ أن الحجم لم يتغير

= ضغط O + ضغط N + ضغط ar

= ٥,٠ جوي + ٣,٠ جوي + ١,٢ جوي

= ١ جوي

لاحظ لو كان O، يملأ الوعاء لوحده لكان ضغطه، ، جوي

Ny يملأ الوعاء لوحدة لكان ضغطه ٢٠، جوي

Ar يملأ الوعاء لوحدة لكان ضغطه ٢٠، جوى

ينص قانون دالتون:

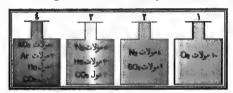
على أن مجموع الضغوط الجزئية = الضغط الكلي داخل وعاء الخليط.

١- مزجت عينة من غاز He حجمها ٥٠٠سم وضغطها ١٢٠ ملم زئبق، مع كمية من غاز الكريبتون حجمها ٤٠٠ سم وضغطها ٢٧٠ ملم زئبق، في وعاء حجمه ٢٠٠ سم فاذا كانت درجة الحرارة في الأوعية الثلاثة نفسها ولم تتغير، فما الضغط في الوعاء الذي يحوي المزيج.

٢- شكل آخر لقانون دالتون للضغوط الجزئية:

ما العلاقة بين عدد مولات غاز موجود في مزيج غازي والضغط الذي يحدثه هذا الغاز؟

للإجابة عن هذا السؤال ادرس الشكل التالي ثم اجب عن الأسئلة التي تليه، ان إجابتك ستساعدك في الإجابة عن السؤال المطروح.



الأوعية الأربعة كلها من نفس النوع ولها نفس الحجم. درجة الحرارة في الأوعية الأربعة متساوية. عدد مولات الغاز أو الغازات في الأوعية الأربعة - ١ مولات. قيس الضغط في الأوعية الأربعة فوجد انه متساو فيها جميعاً.

يؤكد هذا المثال وأمثلة أخرى كثيرة شبيهة مبدأ تشابه سلوك الغازات بغض النظر عن نوعها، ففي المثال أعلاه يعتمد الضغط على....... المولات وليس على نوعها.

يعطينا هذا المثال صورة أخرى لقانون دالتون للضغوط الجزئية ملخصها:

"يتناسب ضغط أحد الغازات الموجود ضمن مزيج غازي طردياً مع كسره المولى"

يعنى:

عدد مولات الفاز = ________ الكسر المولي الفاز = _______ عدد مولات المزيج الغازي كلها

أ- اجب عما يلي.

- (١) كم الكسر المولي لغاز He في الوعاء الثالث؟
- (٢) أي الغازين ضغطه أعلى في الوعاء الثاني؟ فسر كيف عرفت؟

- (٣) أي غاز له اقل ضغط في الوعاء الرابع؟
- (٤) افرض (في مثالنا أعلاه) أن الضغط الكلي داخل كل وعاء = ١٠٠٠
 - ملم زئبق. فالمطلوب حساب الضغط الجزئي لغاز.
 - أ- SO نفي الوعاء الثاني.
 - ب-CO في الوعاء الثالث.
 - ج- Ar في الوعاء الرابع.

القانون الخامس: قانون دالتون للضغوط الجزئية

- أ- ماذا حدث لدرجة الحرارة في السؤال؟
 - لم يحدث أي تغيير.
- ب- ما دامست درجة الحرارة لم تتغير إذن تبقى العلاقة المؤثرة هي علاقة الحجم بالضغط.
 - ج- بالنسبة لغاز He فإن ٥٠٠ × ١٢٠ = ٢٠٠٠ ض٠
- إذن الضغط (ض) للهيليوم في وعاء العزيج = المربع = ١٠٠٠ = ١٠٠٠ املم زئبق.
- د- وبطريقة مشابهة ضغط غاز الكريبتون في وعاء المزيج = ١٨٠ ملم زئبق.
 - هــ- الضغط الكلي في وعاء المزيج = ضغط He + ضغط Kr ضغط الكلي في وعاء المزيج = مناط

أجب عما يلي:

- ١- الكسر المولي لغاز He في الوعاء الثالث = ٣.
- V^{-1} الأعلى في ضغطه في الوعاء الثاني هو غاز V^{-1} لأن عدد مولاته V^{-1} وهبي أكبر من عدد مولات V^{-1} (عددها V^{-1}).
- ٣- أقلها في ضغطه هو أقلها في عدد مولاته وهذا ينطبق على غاز الهيليوم
 في الوعاء الرابع.

أ- ضغط SO2 في الوعاء الثاني = الكسر المولى للغاز × الضغط الكلى

= " × ۱۰۰۰ = ۲۰۰۰ ملم زئيق.

ب – ضغط ${\rm CO}_2$ الجزئي في الوعاء الثالث = $\frac{\gamma}{1.}$ × ${\rm NO}_2$ الجزئي في الوعاء الثالث = $\frac{\gamma}{1.}$ × ${\rm NO}_2$ ملم زئبق ج – الضغط الجزئي للأرجون في الوعاء الرابع = $\frac{\gamma}{1.}$ × ${\rm NO}_2$ ملم زئبق أقرانين الغازات:

٦- القانون السادس: قانون غراهام للانتشار والتدفق

كثيراً ما تنتشر الفازات من فتحة صغيرة كما يحدث عدما يسرب الهواء من ثقب صغير في إطار سبارة، أو حينما يتسرب غاز الوقود من الهواء من ثقب صغير في إطار سبارة، أو حينما يتسرب غاز الوقود من المربح غازات الوقود لغرض التبيه. وقد تبين للعلماء انه حينما يتسرب مزيج غازات من فتحة صغيرة، فإن الغاز المتسرب (أي المتنفق) لا يكون له نفس تركيب المزيج داخل الوعاء الذي يتسرب منه، وهذا يعني أن تدفق غازات المزيج لا يحدث بنفس المسرعة، وأن المسرعة تزداد كلما كان الغاز أخف. لقد درس العالم غراهام موضوع تدفق الغاز من فتحة صغيرة تجريبياً وقد تبين له أن سرعة انتشار أي غاز تتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي لكثافته، وبكلام آخر أسرع الغازات تدفقاً من مزيج غازي هو أخفها أي اقلها كثافة أو اقلها كثلة.

سىۋال (١):

بفرض ان الهواء يتكون من مزيج من الغازات التالية: ۲۵، ۲۵، ۲۵، ۲۵، (بخار الماء) H₂O، في إطار سيادة. سيارة.

سؤال(٢):

مزيج غازي من O، SO، موجود في وعاء ويتسرب متدفقاً من فتحة صغيرة في الوعاء. قارن بين سرعة تدفق الغازين.

القانون السادس: قانون غراهام للانتشار والدفق

سؤال (١):

ترتيب من الأسرع تنفقاً إلى الأبطاً.

۱- بخار الماء (H2O) كتلة المول منه ۱۸ غم.

٢٠ غاز النيتروجين (N₂) كتلة المول منه ٢٨ غم.

٣- غاز الاوكسيجين (O2) كتلة المول منه ٣٢ غم.

٤- غاز الأرجون (Ar) كتلة المول منه ٤٠ غم.

ه- غاز ثاني أوكسيد الكربون (CO₂) كتلة المول منه ٤٤٤ غم.

سؤال (٢):

تتناسب سرعة تدفق الغاز تناسباً عكسيا مع الجذر التربيعي اكتلته المولية؟

١- كم كتلة المول من 20؟

- = ۳۲ غم.

Y - كم كتلة المول من SO ؟

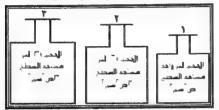
- = (٣ × ١٦) + ٢٣ = ٨٤ + ٢٣ = ١٨ غم.

$$\frac{\Lambda \cdot}{m\gamma}$$
 = $\frac{O_2}{SO_3}$ مسرعة تدفق $\frac{\Lambda \cdot}{SO_3}$

وهذا معناه أن سرعة خروج O، تفوق سرعة خروج SO، بأكثر من مرة ونصف.

قوانين الغازات:

تفسير قواتين الغازات حسب نظرية الحركة الجزيئية.



الأوعية الثلاثة أعلاه يحوي الواحد منها 0.1 مول من غاز 0.1 وعند نفس درجة الحرارة، اجب عما يلي:

- ١ قارن بين عدد الجزيئات في الوعاء الأول والوعاء الثاني والوعاء الثالث.
- ٧- لو فرضنا أن عدد التصادمات بين جزيئات الغاز وسطح الوعاء الأول = س صدمة في الثانية الواحدة، فكم يكون عدد التصادمات في الثانية الواحدة في الوعاء الثاني؟
- ٣- ان عدد التصادمات التي يحدثها الغاز على جدران الوعاء هي مقياس......
- ٤- اذن يكون ضغط الغاز في الوعاء الأول مثلي ضغط الغاز في الوعاء.......
- ويكون ضغط الغاز في الوعاء الثالث ثلثي ضغط الغاز في الوعاء.....
- ٣- يفسر ما ناقشناه أعلاه قانون. الذي يربط بين حجم الغاز المحصور وضغطه.
- لو فرضنا أننا سخنا الغاز في الوعاء الثالث وهو مغلق فماذا يحدث
 للطاقة الحركية للجزيئات؟

موسوعة الكيمياء الشاملة

الغاز لم يتغير.	مغلق يعني أن.	للغاز والوعاء	٨- إن تسخين
-----------------	---------------	---------------	-------------

 ٩- نتيجة لزيادة الطاقة الحركية للجزيئات يزداد عدد وقوة التصادمات مع جدران الوعاء وهذا يعني زيادة في. الغاز.

• 1-يفسر هذا المثال قانون · · · · · · الذي يربط بين درجة حرارة الغاز وضغطه عند ثبات حجمه.

١١-إذا رفعنا غطاء الوعاء الثاني وتركناه مفتوحاً ليصبح الضغط داخله مماثلاً للضغط الخارجي، ثم سخناه بعد ذلك قليلاً (وهو مفتوح)، فماذا يحدث للغاز في الوعاء من حيث:

أ- ضغطه

الاحمه

ج عدد جزيئاته،

 ١٢ يفسر هذا المثال قانون النون الذي يربط بين الحجم ودرجة الجرارة تحت ضغط ثابت.

تفسير قوانين الغازات حسب نظرية الحركة الجزيئية:

١. عدد الجزيئات قيها جميعاً نفسه. ٧. تزداد

۲. س ۸. حجم

٣. للضغط. ٩. ضغط

٤. الثاني ١٠. غاي لوساك.

ه. الثاني

٦. بويل أ. لا يتغير.

ب. يزداد حجمه ويخرج القائض منه.

ج. تقل نتيجة خروج بعضها.

۱۲. شارل.



سرعة التفاعلات الكيميائية

التركيز المولاري (المولارية):

هو عدد مولات المذاب في لتر ولحد (ديسمتر ً) من المحلول. . ويحسب كما يأتي: (حيث ١ مل = ١ مسم ً).

$$\frac{\text{aut } \log V_{\text{LL}}}{\text{can lade by Hir}} = \frac{\text{aut } \log V_{\text{LL}}}{\text{can lade by Hir}}$$

$$\frac{e}{\sin 2}$$
 الوزن الجزيئي اي ن = $\frac{e}{\sin 2}$

ملاحظات:

$$M$$
 - تقاس المولارية (مول 1 لنز) أو (مول لنز $^{-1}$) أو (مولاري) أو M ويرمز لها 1] 1 1 1 1 1 1 1

٣- قانون الخفيف:

حيث ح = الحجم، ت = التركيز.

عدد ذرات العنصر الثاني × وزنه الذري الخ.

مثال (١):

أذيب $^{\circ}$ م من كربونات الصوديوم $^{\circ}$ Na $_2$ CO في الماء المقطر ثم أكمل الحجم إلى ربع انتر، لحسب مو لارية المحلول، علماً أن الأوزان الذرية $^{\circ}$ Na = $^{\circ}$ C $^{\circ}$

الحار:

أما المولارية =
$$\frac{240}{400}$$
 المولارية = $\frac{7.0}{400}$ = $\frac{7.0}{1}$ = $\frac{7.0}{100}$ التر

.. ١ لتر = ١٠٠٠ مل الحجم = ٤/١ × ١٠٠٠ = ٢٥٠ مل.

1
 او M $\frac{e}{2}$ \times $\frac{e}{2}$

مثال (٢):

احسب مولارية محلول يحتوي ١٠٠ مليلتر منه على ١٠٠٠ مول من KOH.

الحل:

$$M = \frac{1}{1} + \frac{1}{1} +$$

كم مل من حامض HCL بتركيز ١٠ مولاري يجب إضافته إلى لتر من

الماء المقطر لجعل تركيز المحلول ٠٠٠١ مولاري.

الحل:

ح، × ت، قبل التخفيف = ح، × ت، بعد التخفيف، ١ لتر = ١٠٠٠مل.

$$z_1 \times i1 = i \cdot i \cdot i \times i \cdot i \Rightarrow z_1 = 1 \text{ ab}.$$

سرعة التفاعل:

هي مقدار النغير في تركيز أحد المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن، والغاية الأساسية من دراستها:

١- للتعرف على مسالك التفاعل (خطواته أو تفاعلاته الثانوية).

٢- لاختيار المسلك الذي يزيد الناتج المطلوب وحجب المسالك الأخرى غير
 المرغوب قيه.

قياس سرعة التفاعل:

سرعة استهلاك متفاعل =
$$\frac{\Delta \left(\text{ntislad}\right)}{\Delta \dot{\upsilon}} = \frac{\left(\text{litishing}\right) \left(\text{litishing}\right)}{\Delta \dot{\upsilon}}$$
 حيث $\Delta \dot{\upsilon} = \text{litishing}$

 Δ ن = ن γ ن اثا أو دقيقة.

وحدات السرعة:

(مول/لستر. ثا أو مول. لنر '. ثا ') أو (مول/لنر. دفيقة أو مول. لنر '. دفيقة ') أو مولاري. ثا ' أو مولاري. دفيقة '.

تطبيق للتفاعل:

س (HCI]
$$_{\rm HCI}$$
 $_{\rm HCI}$ $_{\rm HCI}$

.CI $_2$ كالمتها العامة التفاعل = معدل استهاك = الستهاك معدل استهاك = السرعة العامة التفاعل

لذلك نستنتج أنه يمكن قياس سرعة التفاعل بدلالة عدد المولات في المعادلة:

مثال:

$$aA + bB \longrightarrow cC + dD$$

$$\frac{D_{\ \mathcal{O}^a}}{d} \ = \ \frac{C_{\ \mathcal{O}^a}}{c} \ = \ \frac{B_{\ \mathcal{O}^a}}{b} \ = \ \frac{A_{\ \mathcal{O}^a}}{a}$$

قمثلاً:

$$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$$

$$\frac{NH_2 \ \omega}{r} = \frac{H_2 \ \omega}{r} = \frac{N_2 \ \omega}{r} \quad \text{if } i = \frac{N_2 \ \omega}{r}$$

ملاحظات:

لا يشترط أن تكون سرعة التفاعل بدلالة تركيز مادة مساوية لسرعة التفاعل بدلالة تركيز مادة أخرى في نفس التفاعل، وذلك لأن:

 Ag^+ مناك تفاعلات سريعة: كتفاعلات الاحتراق أو حوامض مع قواعد أو Ag^+ مع CI لتكوين AgCI.

وهناك تفاعلات بطيئة كتفاعل حامض الخليك مع كحول الإيثيل أو تفاعل O_2 مع O_2 الذي يصبح سريعاً جداً لحد الانفجار عند إمرار شرارة كهربائية. Y - في معظم الحالات: المعادلة الكيميائية المتوازنة تعطينا فكرة عامة لما تفاعل ونتج من مواد في التفاعل ولا تعطينا تصوراً كاملاً لما حصل فعلاً في التفاعل،

ونتج من مواد في النفاعل ولا تعطينا نصوراً كاملاً لما حصل فعلاً في النفاعل، فالمعادلة غالباً هي حصيلة جمع عدة خطوات تفاعلية تدعى المسالك.

إن تغير التراكيز يكون سريعاً في بداية التفاعل ثم ينخفض بمرور الزمن بسبب الخفاض تراكيز المواد المتقاعلة وتحولها إلى HI.

مثال:

الحسب سرعة التفاعل الغازي الآتي إذا علمت أنه في درجة الحرارة الثابتة:

ا- تغیر ترکیز I₂ من ۰,۰۲ إلى ۰,۰۱ مول.انتر^{-۱} بمرور ۱۰ ثا.
 ب-المدة نفسها تغیر ترکیز HI من ۰,۰۷ إلى ۰,۰۶ مول.انتر^{-۱}.

الحل:
$$|I_2| \times |I_2|$$
 $|I_2| \times |I_2|$ $|I_2| \times |I_2|$ من $|I_2| \times |I_2|$ $|I_2| \times |I_2|$ من $|I_2| \times |I_2|$ من $|I_2| \times |I_2|$ من $|I_2| \times |I_2|$ من $|I_2| \times |I_2|$



$$\frac{1}{\Delta}$$
 + = $\frac{1}{\Delta}$ + = $\frac{1}{\Delta}$ = [HI] $\frac{1}{\Delta}$

= ۰٫۰۰۲ مول لتر ۱-۱-۱

نده عدد HI ضعف عدد $I_{[12]}$ الأن عدد مولات $I_{[13]}$ ضعف عدد المحاللة.

مثال:

إناء المنقاعل الغمازي الآتي حجمه ٢ لنر بدرجة حرارة معينة، الخفض عدد مولات A من ٢٠,٠ مول إلى ٢,١٤ مول خلال نصف دقيقة.

ب- الزمن اللازم لاستهلاك جميع [A].

الحل:

$$\begin{array}{lll} M.100 = \frac{\text{o.f.}}{Y} - \text{o.f.}[A] & \text{i.i.} & \text{i.i.} & \text{i.i.} \\ & \text{l.acap pllitic} & \text{i.i.} & \text{i.i.} & \text{i.i.} \\ & M \cdot \text{o.f.} & \frac{\text{o.f.}}{Y} - \text{o.f.} & \text{o.f.} \\ & M \cdot \text{o.f.} & \frac{\text{o.f.}}{Y} - \text{o.f.} & \text{o.f.} \\ & M \cdot \text{o.f.} & \frac{\text{o.f.}}{Y} - \text{o.f.} & \text{o.f.} \\ & M \cdot \text{o.f.} & \frac{\text{o.f.}}{Y} - \text{o.f.} \\ & M \cdot \text{o.f.} & \frac{\text{o.f.}}{Y} - \frac{\text{o.f.}}{Y} \\ & & U \cdot \frac{\text{o.f.}}{Y} - \frac{\text{o.f.}}{Y} - \frac{\text{o.f.}}{Y} \\ & & W \cdot \frac{\text{o.f.}}{Y} - \frac{\text{o.f.}}{Y} - \frac{\text{o.f.}}{Y} \\ & & W \cdot \frac{\text{o.f.}}{Y} - \frac{\text{o.f.}}{Y} - \frac{\text{o.f.}}{Y} - \frac{\text{o.f.}}{Y} \\ & & W \cdot \frac{\text{o.f.}}{Y} - \frac{\text{o.f.$$

∴ ۵ ن = ۱,۱ دقیقة.

مثال:

وضعت كمية من غازر O_2 مع كمية من غاز NO في وعاء حجمه ٤ لئر بدرجة حرارة معينة وبعد مرور دقيقة و ٤٠ ثانية على بدء التفاعل الغازي الآتي أصبح عدد مولات O_2 ٤,٢ مول وعدد مولات O_3 مول.

المسب عدد مولات O₂ الأولية التي وضعت في الأناء قبل التفاعل.

الحل:

الزمن = ٢٠ + ٢٠ = ١٠٠ ثانية (يمكننا حساب المولارية أثناء الحل أو قبل الحل).

$$\frac{1}{1 \cdot \cdot \cdot}$$
 = $\frac{1[NO_2] \cdot \gamma[NO_2]}{2 \cdot \Delta}$ = $\frac{1}{1 \cdot \cdot \cdot}$

= ۲٤ مول التر⁻¹ شا⁻¹

$$\frac{\cdot,\cdot Y\,\xi}{Y} \;\; = \;\; \frac{O_2\;\; \cup^{\omega}}{Y} \;\; = \;\; \frac{[NO_2]\;\; \cup^{\omega}}{NO_2\;\dot{\cup}} \;\; = \; \frac{[O_2]\;\; \cup^{\omega}}{O_2\;\dot{\cup}}$$

= ۰,۰۱۲ مول لمتر ⁻¹. ثا^{-۱}

$$\frac{1[O_2] - \frac{Y, \xi}{\xi}}{1 \cdot 1 \cdot 1} = \frac{1[O_2] \cdot [O_2]}{0 \cdot 1} = \frac{1[O_2] \cdot [O_2]}{0 \cdot 1} = \frac{1}{0} = \frac{1}$$

 $M.81 = (O_2)$::

$$O_2$$
 المولارية = $\frac{\text{out} | \text{Lex}_{1,0}|}{\text{المولارية}} = \frac{\text{out}}{2}$ مول $\frac{1}{2}$

مثال:

بالتفاعل الغازي الآتي لو افترضنا أن تركيز O_2 قد تغير من O_3 مول لتر أ في الثانية O_3 مول لتر أ في الثانية O_3 مول لتر أ

كما تغير تركيز CO2 في الفترة نفسها وأصبح ٠,٤ مول. لتر ١٠ في الثانية فما تركيز CO2 في الثانية الثانية من بدء التفاعل؟.

الحل:

$$1 - \frac{1}{12}$$
 مول المتر $1 - \frac{1}{12}$ $1 - \frac{1}$

$$\frac{\omega^{-1},\xi}{1} \leftarrow \frac{1[CO_2] \quad r[CO_2]}{\dot{\omega} \Delta} = \cos \omega$$

.. ص = ۲، مول/لتر [CO2] في الثانية ۱۲

مثال:

وضع ١,٢٥ مول من كل من N₂ و H₂ في إناء مغلق حجمه ربع لتر وبعد مرور فترة زمنية من بدء التفاعل تكون ٠,٧٥ مول من غاز الأمونيا، احسب تركيز N2 و H2 المتبقى،

الحل:

العل:
$$\frac{1,70}{1} = \frac{1}{|H_2|} = \frac{1}{|N_2|} \Rightarrow \frac{1}{|N_2|} = \frac{1}{|M|}$$
المولارية = $\frac{1}{|M|}$



= ٥مول/لتر قبل التفاعل.

يـــتفاعل ۰٫۰۳ غم من مع كمية وافرة من CI₂ في إناء حجمه ربع لتر فــــإذا علمت أنه يتبقى ۰٫۰۱ غم من H₂ في الإناء بعد مرور ۱ دقيقة على بدء التفاعل، حد:

١- السرعة العامة للتفاعل.

۲- وزن HCI المتكون بعد ثلك الفترة الزمنية علماً أن الأوزان الذرية H = 1.
 ۲۰٫۵ = CI (۱)

الحل:

مثال:

$$\frac{1 \cdot \cdot \cdot}{7} \times \frac{3}{7} = M \quad \text{and } T = 1 \times 7 = H_2$$

.. س HCI مول دقیقة التر مول دقیقة التر - ، ، ، مول دقیقة التر - ، ، ، مول دقیقة التر - ج ، ، ، مول دقیقة التر - ، ، ۲۰٫۰ عمر المول

$$\frac{1 \cdot \cdot \cdot}{\nabla \circ} \times \frac{g}{\nabla} = M$$

$$\frac{1 \cdot \cdot \cdot}{\nabla \circ} \times \frac{g}{\nabla \cdot \circ} = ... \wedge$$

.. و= ۲۳,۰ غم وزن HCI

متى يتوقف التفاعل؟

تــتوقف عملــيات الــتفاعل عند استهلاك إحدى المادنين المتفاعلتين أو كانتيهما أي عندما يصبح التركيز النهائي صفر وكما يلي:

١- إذا كانت التراكيز متساوية والسرع مختلفة يتوقف التفاعل بعد استهلاك المادة الأسرع كما في أدناه:

$$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$$

يتوقف التفاعل بعد استهلاك H₂.

٧- إذا كانت التراكيز مختلفة والسرع متساوية يتوقف التفاعل بعد استهلاك

المادة الأقل تركيز أكما في أدناه:

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

يتوقف التفاعل بعد استهلاك Cl2.

٣- إذا كانــت التراكيز مختلفة والسرع مختلفة يتوقف التفاعل بالزمن الأقل
 (نحسب زمن استهلاك كل منهما) كما في أدناه.

$$2SO_2 + O_2 \longrightarrow 2SO_3$$

يتوقف التفاعل بالزمن الأقل.

مثال:

وضع ۱,۲ مول من مادة A في إناء حجمه التر وبعد فترة زمنية كانت سرعة التفاعل بدلالة B تساوي A,٠٠٢ أنتاء الحسب الزمن اللازم لتوقف التفاعل.

الحل:

$$M=\frac{\dot{\nu}}{2}=\frac{1,7}{2}=\frac{1,7}{2}=M$$
 [A] قبل التفاعل.

س B = m معادلة التفاعل $M \circ 1 \circ 1$ بسبب تساوي عدد المولات في معادلة التفاعل

$$\frac{A \omega}{1} = \frac{B \omega}{1}$$

$$\frac{-(\dot{\alpha}^{\prime\prime})^{-}}{\Delta \dot{\omega}} = ., \cdot \gamma \iff \frac{(\dot{\alpha}^{\prime\prime})^{-}}{\Delta \dot{\omega}} = A$$

∴ ۵ ن = ۳۰ ثانیة زمن توقف التفاعل.

مثال:

للتفاعل الغازي 2SO₃ → 2SO₂ + O₂ → 2 SO₃ وفي إناء حجمه ٢ لتر



وضـــع ٥مـــول مـــن كل من SO₂ و O₂ فإذا علمت أن السرعة العامة للتفاعل ، ، ، ٢ مول لنر⁻¹. دقيقة⁻¹، جد تركيز كل منهما بعد مرور ٢ دقيقة ثم جد الزمن اللازم لينزقف التفاعل.

الحل:

$$O_2$$
 و O_2 مول التركيز الابتدائي لكل من O_2 و O_3 السرعة العامة للتفاعل = سرعة التفاعل بدلالة O_3 .

$$\frac{SO_2 \ \omega}{Y} \ = \ \frac{\cdot, \cdot Y}{Y} \ \Leftarrow \ \frac{SO_2 \ \omega}{Y} \ = \ \frac{O_2 \ \omega}{Y}$$

.. س SO₂ ب مول، لتر أ. دقيقة أ

$$\frac{Y, \circ \quad Y^{\square}}{Y}$$
 -= \cdot , \cdot ε ε $\frac{Y^{\square}}{Y}$ = SO_2 س $\frac{Y^{\square}}{Y}$ = SO_2 س $\frac{Y}{Y}$ (SO_2) پالز (SO_2) پالز (SO_2) بالز (SO_2) با

وبمـــا أن التراكـــيز متســـاوية والسرع مختلفة إذن يتوقف التفاعل بعد استهلاك SO₂ كأنه أسرع.

$$\frac{Y, \circ}{Y} - = *, * \xi \Leftarrow \frac{Y - Y}{J \Delta} - = SO_2 \omega$$

△ ز = ٩٢,٥ دقيقة ليتوقف التفاعل.

قانون سرعة التفاعل:

هــو علاقة توضح اعتماد سرعة التفاعل على نراكيز المواد، ولا يمكن تكهنه من المعادلة الكيميائية المتوازنة وإنما من خلال التجربة فقط. فمثلاً للتفاعل: ناتج حجد أن:

س β[A] و [Β]

ن س = L L

(ق، ل) ≈ مرتـــبة التفاعل بدلالة B , A على التوالي وهما لا يساويان اللذان يماويان عدد مولات للموازنة.

ث = ثابت السرعة: وهو مقدار ثابت بدرجة حرارة ثابتة لا يعتمد على
 تر اكبز الهم لد المتفاعلة.

ملاحظات:

١- إذا كانت ق = ١ فإن التفاعل من المرتبة الأولى بدلالة A.

إذا كانت ل = ٢ فإن التفاعل من المرتبة الثانية بدلالة B.

- .". المرتبة العامة للتفاعل = ق + U = V + I = V.
 - .. التفاعل من المرتبة الثالثة.
- ٣- إن قيم مراتب التفاعل بدلالة B, A (ق، ل) والمرتبة العامة للتفاعل قد تكون أعداد صحيحة موجبة، سالبة، أو كسوراً، أو صفراً فالمرتبة العامة تكون كسراً موجباً عند تفاعل البروم مع الهيدروجين وسالبة عند تحلل الأوزون وصفراً عند الإنحلال الإشعاعي.
- ٣- أسس التراكيز (ق، ل) يتم التوصل إليها عن طريق التجارب العملية
 لقياس سرعة النفاعل وليس من معادلة النفاعل المتوازنة.

الرتبة العامة للتفاعل وأهميتها:

المرتبة العامة للتفاعل:

هي مجموع أسس التراكيز في قانون سرعة التفاعل (ق + ل) اللذان

موسوعة الكيمياء الشاملة

يمثلان اعتماد السرعة على تراكيز B, A وهي مهمة في:

١ - معرفة حساسية التفاعل عند تغير تراكيز المواد المتفاعلة.

٢- تساعد في اقتراح مسالك التفاعل.

استنتاج قانون سرعة التفاعل ومراتبه:

- ١- نختار أي تجربتين فيهما تركيزي أحد المواد المتفاعلة مختلفين بينما
 تركيز المادة الأخرى ثابتاً وسرعة التفاعل مختلفتين.
- ٢- نطبق قانون سرعة التفاعل على هاتين التجربتين ثم نقسم قيم إحدى
 التجربتين على قيم الأخرى (الكبير على الصغير من الأفضل لتحاشي
 الكسور).
- ٣- نعيد نفس الخطوات على تجربتين لمادة متفاعلة أخرى ثم نكتب قانون السرعة بالتعويض عن الأسس ثم نحسب المرتبة العامة للتفاعل.
- الحساب ث نعوض قيم إحدى التجارب في قانون السرعة، وتحسب وحدات ث إما بالاختصار أو بتطبيق القانون التالي:

وحدات $\hat{m} = (e-c-c)^{-1}$ التركيز المولاري) $\hat{m} \times (e-c-c)^{-1}$ حيث $\hat{m} = (e-c-c)^{-1}$ المرتبة العلمية للتفاعل $\hat{m} = 1$ أو $\hat{m} = 1$

أو بالحفظ:

The State of the S	AND THE PROPERTY OF THE PARTY O	E AND THE STREET, SALES
الاللاين دفائل	Secretary of the second	
مول ^{- ا} . لتر الله عنه الم	مول ^۲ . لتر ^۱ . ثا ^{۱۰}	٣
مول ً ' . لتر . دقيقة - ا	مول ۱- لتر. ثا ۱- مول	۲
دقيقة "	1-13	1

ملاحظات:

١- بعد الاختصار في الفقرة ٢ أعلاه يمكن الوصول والاستعانة بأحد القانونين:



أو مضاعفات السرعة = (مضاعفات التركيز) أس معين ٢ - حساسية التفاعل لتغير تركيز أحد المواد المتفاعلة:-

 إ- إذا كان أس التركيز ≈ صفر فإن تغير هذا التركيز لا يؤثر في سرعة التفاعل التي لا تعتمد على تركيز هذه المادة، والتي لا تظهر في قانون السرعة بالرغم من ظهورها في معادلة التفاعل (حيث أي رقم اسه صفر
 1).

ب-إذا كان أس التركيز = ١ فإن تغير هذا التركيز يؤدي إلى تغير مماثل في سرعة التفاعل فمثلاً عند مضاعفة هذا التركيز تتضاعف السرعة وإذا زاد التركيز ٣ مرات تزداد السرعة ٣ مرات وعند خفض التركيز إلى النصف تنخفض للسرعة إلى النصف .. وهكذا.

ج- إذا كان أس التركيز = ٢ فإن تغير هذا التركيز يؤدي إلى تغير السرعة بمقدار مربع تغير التركيز ، فمثلاً عند مضاعفة هذا التركيز تزداد السرعة ٤ مرات وإذا زاد التركيز ٣ مرات تزداد السرعة ٩ مرات وعند خفض التركيز إلى التلث تنخفض السرعة إلى التسع وهكذا.

د- أما إذا كان أس التركيز = ٣ فإن تغير المسرعة سيكون مكعب تغير
 التركيز فعند مضاعفة هذا التركيز تزداد السرعة ٨ مرات وهكذا.

ملاحظة:

تظهر في بعض التفاعلات مادة في معادلة التفاعل ولا تظهر في قانون سرعته، لأن أس تركيز هذه المادة - صفر، وأن أي رقم اسه صفر - ا لذلك لا تظهر في قانون المعرعة.

موسوعة الكيمياء الشاملة

مثال:

$$2H_2 + 2NO \longrightarrow N_2 + 2H_2O$$
 النفاعل الغازي:

وجسدت النتائج المختبرية في درجة حرارة معينة كما في الجدول المقابل أحسب ما يأتى:

أ- استنتج قانون سرعة التفاعل ومراتب التفاعل.

ب-احسب ثابت سرعة التفاعل.

ج-جد سرعة انتفاعل في اللحظة التي يكون فيها [NO] = 0.1×1.7^{-7} M و $M^{-7} \times 1.7 \times 1$

The Court All the Court for my	* [E12] ·	- INOT	क्षेत्र प्रकातिक प्रदेश
A MARINA	St. B. Sale	All Adding	
٠, ، ٣	1. 1 1	* 1 < 1	1
71	" 1 . × "	" 1 . × Y	4
٠,٢٧	* 1 . × 1	" 1 .×9"	۲۳
٠, ٧٠	f taxt	r i.xi	2
٠, ٤ ٠	Y-1.XY	7.57	Đ
.,1.	" t . ×t"	4.1.14	٦

الحل:

ملاحظة: السرعة تتناسب مع التركيز المتغير وليس مع التركيز الثابت. $[NO]_{\alpha}$ في التجارب (r, r, r) س

نطبق قانون السرعة: س= ت × [NO]¹ [H2] على تجربة (١) و(٢) ونقسم ٢ على ١:

$$\frac{\mathring{\circ}(T-1,\times Y)}{\mathring{\circ}(T-1,\times Y)} = \frac{1,1Y}{1,1Y} \Leftarrow \frac{1}{1}\frac{\mathring{\circ}[H_2] \times 1^{\mathring{\circ}}[NO] \times 2^{\mathring{\circ}}}{1} = \frac{1}{10^{\mathring{\circ}}}$$

$$\Rightarrow \ \ 3=\ Y^{\tilde{U}} \ \ \Rightarrow \ \ Y^{\ Y}=Y^{\tilde{U}}$$

إذن الستفاعل من المرتبة الثانية بدلالة NO ويمكننا التحقيق بقسمة m_7 على m_1 . في التجارب $(\mathfrak{x},\mathfrak{o},\mathfrak{o},\mathfrak{o})$: س m_2 لأنه متغير.

$$\frac{\cdot,\xi\cdot}{\cdot,\Upsilon\cdot}\quad \Leftarrow \ \frac{{}_{\circ}{}^{\circ}[H_{2}]\times{}_{\circ}{}^{\circ}[NO]\times \Box}{{}_{\circ}{}^{\circ}[H_{2}]\times{}_{\circ}{}^{\circ}[NO]\times \Box} \ = \ \frac{{}_{\circ}{}^{\circ}{}^{\circ}}{{}_{\circ}{}^{\circ}[H_{2}]\times{}_{\circ}{}^{\circ}[NO]\times \Box} \ = \ \frac{{}_{\circ}{}^{\circ}{}^{\circ}}{{}_{\circ}{}^{\circ}}$$

$$dY = Y \Leftarrow \frac{d(Y-1 \cdot XY)}{d(Y-1 \cdot XY)} =$$

1 = 11 ...

.. التفاعل من المرتبة الأولى بدلالة H2 ويمكننا التحقيق بقسمة س، على س،.

$$T= 1 + 1 + 1 = 1$$
 والمرتبة العامة = $T= 1 + 1 + 1 = 1$ والمرتبة العامة = $T= 1 + 1 + 1 = 1$

. التفاعل من المرتبة الثالثة.

 پ- لحماب ث نعوض في قانون السرعة من قيم إحدى التجارب ولتكن الأولى مثلاً:

$$\binom{r-1}{r} \cdot \times 1$$
 $\binom{r-1}{r} \cdot \times 1$ $\times \stackrel{\sim}{\hookrightarrow} = \cdot, \cdot \stackrel{\sim}{r} \Leftarrow [H_2] [NO] \times \stackrel{\sim}{\hookrightarrow} \approx \omega$

مثال:

من المعلومات التجريبية المثبتة في الجدول التالي جد قانون السرعة ومراتب التفاعل:

سرعة الثاني مول التو الرقا	[C]	[R] "	ſΛŢ	رغم التورية
1 1 · × 1,0%	1,17	٠.٢	٧,٠	1
1 1 × 1 ,07	7	۰,۲	٠,١	۲
* \ - × - , V A	٠,٠٣	1,13	+,+	٣
*	10,0	.,.1	٠,١	£



الحل:

في التجربتين ٢ و ٣ نجد أن س $[B]^{\alpha}$ نطبق قانون السرعة عليهما ونقسم:

$$\frac{{}^{4}\text{-}1\cdot\times1,\circ7}{{}^{4}\text{-}1\cdot\times\cdot,\vee\Lambda} \ \ \Leftarrow \ \ \frac{{}^{7}\frac{{}^{1}\!\left[\text{C}\right]\times\gamma}{{}^{4}\!\left[\text{B}\right]\times\text{2.}}}{{}^{7}\frac{{}^{1}\!\left[\text{C}\right]\times\gamma}{{}^{4}\!\left[\text{B}\right]\times\text{2.}}} \ \ = \ \ \frac{{}^{7}\text{CM}}{{}^{7}\text{CM}}$$

∴ ق = ۲

.. التفاعل من المرتبة الأولى بدلالة B.

في التجربتين ٣ و ٤ نجد أن س α [C] أن نطبق قانون السرعة عليهما ونقسم:

$$\frac{{}^{4}\text{-}1 \cdot \times \cdot \cdot, \forall A}{{}^{4}\text{-}1 \cdot \times \cdot, \forall Y} \;\; \Longleftrightarrow \;\; \frac{{}^{7} \; {}^{6}\text{[C]} \times {}^{6}\text{[B]} \times \triangle}{{}^{4} \; {}^{6}\text{[C]} \times {}^{6}\text{[B]} \times \triangle} \;\; = \;\; \frac{{}^{7}\text{C}^{4}}{{}^{4}\text{C}^{4}}$$

$$dr = r \leftarrow \frac{d(\cdot, \cdot, r)}{d(\cdot, \cdot, 1)} =$$

١ = ن.

.. التفاعل من المرتبة الأولى بدلالة C.

د. قانون السرعة: س - ث \times [B] والمرتبة العامة للتفاعل.

= صفر + ۱ + ۱ = ۲

مثال:

التفاعل الغازي المتجانس: $2C \longrightarrow A + 2B$ بدرجة حرارة

معينة م الحصول على نتائج التجارب كما في الجدول:

in all the first with the said the said	O'mi-	M	والمحالفين بالكورية
271. × 17	•,•1	٠,٠١	١
A3 × 4 A - 2	*, * \$	1,11	۲
***	٠,٠١	٠,٠٢	٣

احسب:

١- ثابت سرعة التفاعل.

٢- تركيز المادة C في التجربة الأولى بعد مرور ١٠٠ ثانية على بدء التفاعل.

الحل:

نطبق القانون: $w = x \times [A]^{\bar{b}} \times [B]^{\bar{b}}$ ونقسم:

$$\frac{f^{-1} \cdot v \times Y \cdot \xi}{f^{-1} \cdot v \times Y \cdot Y} \;\; \Longleftrightarrow \;\; \frac{Y \; {}^{d} [B] \times_{Y} \; {}^{d} [A] \times_{L^{2}}}{1 \; {}^{d} [B] \times_{Y} \; {}^{d} [A] \times_{L^{2}}} \;\; = \;\; \frac{Y \cup^{d}}{1 \; \cup^{d}}$$

$$1 = 3$$
 \therefore $3 = 7 = 7 \Leftrightarrow \frac{3(\cdot, \cdot, 7)}{3(\cdot, \cdot, 1)} =$

الس α [A] دس.

ر. القانون: س = ث × [A] [B]
1
 [A] 1 (۱۰,۰۱) 1 ث = ث × (۱۰,۰۱) (۱۰,۰۱) ث = ۲۱ لتر. مول $^{-1}$. ثا $^{-1}$

$$\frac{f^{-}1 \cdot \times 1Y}{1} = \frac{Y}{Y} \iff \frac{[A] \cup I}{[A] \cup I} = \frac{[C] \cup I}{C \cup I} (Y)$$

٠٠.س ٢٤ = C مول، لتر ١٠٠ ثا-، ثا

$$\frac{\Delta \omega}{1 + i} = i - 1 \cdot \times 7 \cdot \Leftarrow \frac{1[C] \cdot r[C]}{i \Delta} + = i - i \omega$$

..ص = ٢٤ × ١-١ = ٢٢, ، مولاري.

مثال:

في التفاعل الغازي المتجانس الآتي:

$$2NO + 2H_2 \longrightarrow N_2 + 2H_2O$$

وجد ما بأتي:

أ- عند زيادة [NO] ٣ مرات بثبوت [H2] تزداد السرعة ٩ مرات.

- عند مضاعفة $[H_2]$ بثبوت [NO] تتضاعف السرعة، جد قانون السرعة والمرتبة العامة.

الحل:

طريقة (١):

المار المتعربية	1122	THE REAL PROPERTY.	1
(Ju	fagd.	j	1
۹ س	l _m i	1 10	Y
U= 1A	۲۰۱۲	1 1"	٣

$$\frac{U^{\alpha}}{U^{\alpha}} \iff \frac{v^{-1}[H_2] \times v^{-2}[NO] \times \mathcal{L}}{v^{-1}[H_2] \times v^{-2}[NO] \times \mathcal{L}} = \frac{v^{-1}}{v^{-1}}$$

$$\mathcal{L}^{\alpha} = 0 \iff \frac{\mathcal{L}^{\alpha}(1, v)}{\mathcal{L}^{\alpha}(1, v)} = 0$$

٠. ق = ٢

$$\frac{c_{\omega} \uparrow \Lambda}{c_{\omega} \uparrow} \iff \frac{\tau^{-1} [H_2] \times \tau^{-1} [NO] \times c_{\omega}}{\tau^{-1} [H_2] \times \tau^{-1} [NO] \times c_{\omega}} = \frac{\tau c_{\omega}}{\tau^{-1} c_{\omega}}$$

$$c_{\omega} \uparrow \Lambda \uparrow = \gamma \qquad c_{\omega} \downarrow (c_{\omega} \uparrow \gamma) \qquad c_{\omega} \downarrow (c_{\omega} \uparrow \gamma) \qquad c_{\omega} \downarrow (c_{\omega} \uparrow \gamma)$$

1 = ().*.

ن. القانون: س = ث × [NO]
$$(H_2)$$
 المرتبة العامة هي الثالثة (۲+۱=۳).

طريقة (٢):

Y= .5.

ثم نطبق نفس العلاقة بالنسبة لــ H₂ فنحصل:

١ = ١:

نكتب القانون والمرتبة كما في طريقة (١).



طريقة (٣):

مضاعفات السرعة = (مضاعفات تركيز NO) و = ٣ ق

٠٠. ق = ٢

Y = Y السرعة = (مضاعفات تركيز H_2 السرعة = السرعة السرعة السرعة = السرعة السرعة

1 = J .:

نكتب القانون والمرتبة كما في طريقة (١).

مثال:

A و A إذا علمت أن المرتبة بالنسبة لكل من A و B إذا علمت أن المرتبة بالنسبة لكل من A و B = 1 ضع في الغراغ ما بناسبه في الحدول الآتي:

ري . ـ ـ ـ ي.	- G	62 6
्राम्या का अन्य		A MAJEST
٠,١	.,.0	7, .
	٠,٠٥	٠,٨
۰,۸		• , 4

الحل:

نطبق قسانون العسرعة $m=1 \times [A]$ [B] على التجربة الأولى لحساب ث $1.0=1 \times 1.0 \times 1.0$ محن $1.0=1 \times 1.0 \times 1.0$ التجربة الثانية: $m=1 \times 1.0 \times 1.0 \times 1.0$ مول $1.0 \times 1.0 \times 1.0 \times 1.0$ مول $1.0 \times 1.0 \times 1.0 \times 1.0$ التجربة الثانية: $m=1 \times 1.0 \times 1.0 \times 1.0$ مول $1.0 \times 1.0 \times 1.0 \times 1.0$

نطبق القانون على التجربة الثالثة: ٨,٠ = ١٠ × ٤,٠ [B] ... [B] =٢,٠مول/لتر.

مثال:

السنتنج قانون سرعة التفاعل الغازي $2CO_2 \longrightarrow 2CO + O_2$ ومرتبته العامة.



who all	[0,]	(60)	1
٧,	٠,٠٤	٠,٠٢	1
٧٧.	٠,٠٨	٠,٠٩	۲
Y A A +	71,0	٠,٠٩	٣

الحل:

نبدأ بقسمة تجربة (٣) على تجربة (٢) باعتبار [CO] ثابت فيهما.

$$^{1} Y = \xi \iff \frac{^{1} \left(\cdot, \cdot \right) \times ^{1} \left(\cdot, \cdot \right) \times ^{2}}{^{2} \left(\cdot, \cdot \right) \times ^{2} \left(\cdot, \cdot \right)} = \frac{Y \wedge A \cdot}{Y \cdot}$$

ن.ل ۲ أس تركيز دΩ٠٠

ثم نعود لقسمة تجربة (٢) على تجربة (١) فنحصل على:

$$\frac{\gamma}{\gamma} = \frac{\gamma}{\gamma} \times (\gamma, \gamma) \stackrel{\Sigma}{\sim} (\gamma, \gamma) \stackrel{\gamma}{\sim} (\gamma, \gamma) \stackrel{\gamma}{\sim}$$

. والتفاعل من المرتبة الثالثة. $[CO] \times -1$ والتفاعل من المرتبة الثالثة.

ملاحظة:

عند تغير كل من المانتين المتفاعلتين دون ثبوت إحداهما فيجب أن نكرر مجموعة التراكيز أو مجموعة مضاعفات التراكيز فتصبح العلاقة:

مضاعفت السرعة = (مضاعفت تركيز المادة الأولى) \times (مضاعفت تركيز المادة الثقية) 4 مثال:

التفاعل الآتي من المرتبة الثالثة:



$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$

لوحظ عند خفض [NO] إلى نصف ما كان عليه تتخفض سرعة التفاعل إلى ربع ما كانت عليه بثبات [O] جد:

١ - قانون سرعة التفاعل.

 $[O_2]$ وخفض و[NO] إلى النصف.

الحل:

طريقة (١):

 $w = \mathring{v} \times [O_2]^{0}$ نشکل جدول:

	•	-		- 23
- Salestanian -	S. Carlo	100	A DOME	P. Albania
س		اسا	-	١
١/ ٤ س		٧ /١	Ī	¥

$$\Leftarrow \frac{\frac{1}{2}}{2} \Leftarrow \frac{\frac{1}{2}[NO] \times \frac{d}{2}[O_2] \times \frac{d}{2}}{\frac{1}{2}[NO] \times \frac{d}{2}[O_2] \times \frac{d}{2}} = \frac{70^{44}}{10^{44}}$$

$$\frac{1}{2} \left(\frac{1}{2} \right) = \frac{1}{2} \therefore \frac{1}{2} \left(\frac{1}{2} \right)$$

طريقة (٢):

$$\frac{v_{V}\left[NO\right] \times v_{V}\left[O_{2}\right] \times \frac{v_{V}}{V}}{V\left[NO\right] \times v_{V}\left[O_{2}\right] \times \frac{v_{V}}{V}} = \frac{v_{V}}{V_{V}}$$
 نعوض من الجدرل فنحصل:

سرعة القفاعل	- INON	TO PLAN	لفورية
1 (Ju	ų	J	1
۲۷۰۰	٧٧	14/1	٣

$$\delta_{\mathcal{N}} Y = \epsilon \times \frac{1}{Y} = \frac{1}{Y} \frac{\partial^{2}}{\partial x^{2}} \quad \therefore \quad \frac{Y(-1) \times (|Y|)}{Y(-1) \times |Y|} = \frac{1}{Y(-1)}$$

ترداد سرعة التفاعل إلى الضعف (أي تتضاعف السرعة).

طريقة (٢):

يمكن حل فرع (١) بطريقة:

مضاعفات السرعة = (مضاعفات تركيز $(NO)^b$ وفرع (Y) باستعمال: مضاعفات السرعة = (مضاعفات تركيز $(O_2)^b \times ($ مضاعفات تركيز $(NO)^b =$

كما يمكن حل فرع (٢) بطريقة ثالثة وهي باستعمال قانون السرعة.

س = ث \times (NO) [O₂] \times ث \times ث

مثال:

اختر من بين القوسين ما يلائم العبارة الآتية:

إذا كان قانون السرعة = 1 \times [A] 1 [B] وجعلنا تركيز كل من A و B ضعف ما كان عليه تزداد سرعة التفاعل (مرتين، ٤ مرات، ٢مرات، ٨ مرات، ١٠ مرات).

الحل:

مضاعفات السرعة = (مضاعفات تركيز A) x × (مضاعفات تركيز B) x × y z z



مثال:

للـــتفاعل الغازي الآتي 2NO + Cl₂ حكى اعامكن الحصول على المعلومات الآتية:

الله الثالثان ول الله الله الله الله الله الله الله ا	ENOCU
1-1. × ۴,1	٠,٣
1-1. × 1 £, £	٠,٢

١- ما قيمة ثابت سرعة التفاعل.

Y- Z مرة تزداد سرعة التفاعل عندما يزداد [NOCl] من Y, مولاري إلى Y, مولاري.

الحل:

$$\vec{\omega} \ Y = \xi \Leftarrow \quad \frac{\vec{\omega} \left(\cdot, \vec{\gamma} \right) \times \vec{\omega}}{\vec{\omega} \left(\cdot, \vec{\gamma} \right) \times \vec{\omega}} \ = \ \frac{\vec{\gamma} - \vec{\gamma} \cdot \vec{\nu} \cdot \vec{\gamma} \cdot \vec{\xi}}{\vec{\gamma} - \vec{\nu} \cdot \vec{\gamma} \cdot \vec{\gamma}} \ = \ \frac{\vec{\gamma} \vec{\omega}^{\mu}}{\vec{\gamma} \vec{\omega}}$$

٠.ق - ٢

.. القانون: س = ث × [NOC1] ..

نعوض في القانون لحساب $ش: 7,7 \times 1^{-7} = \div \times (7,0)^{7}$

.. ث = ٤ × ١٠٠٠ مول ١٠٠٠ لتر. ثا^{١٠}١

(٢):

$$q = \frac{\gamma U^{\alpha}}{1 U^{\alpha}} \Leftarrow \left[\frac{1}{\gamma}, \frac{q}{\gamma}\right] = \frac{\gamma U^{\alpha}}{1 U^{\alpha}} \Leftarrow \left[\frac{\gamma U^{\alpha}}{\gamma U^{\alpha}}\right] = \frac{\gamma U^{\alpha}}{1 U^{\alpha}}$$

...سy = بس.*.

أي تزداد السرعة ٩ مرات.

مضاعفات السرعة = (مضاعفات التركيز) $^{\prime}$ = $^{\prime}$ = $^{\circ}$ مرات.

مثال:

السنفاعل الآت ي (نسائج A مسن المرتبة الثانية، سرعة تفاعله A المنانية، سرعة تفاعله A المنانية، سرعة تفاعله A المنانية ال

و ـ ثابت سرعته.

٧- الزمن اللازم الستهلاك جميع [A].

س_ كم تصبح سرعته عند مضاعفة [A].

ي- كم تصبح سرعته عند سحب ٠,٠٥ مول من A وكان الحجم ١٠ لتر.

٥- كم تصبح سرعته بعد إضافة ٢,١ مول من وكان الحجم ١ لتر.

الحل:

القانون: س = ث [A]

.. ٿ= ١,٠ مول ١٠. لتر ١٠. ثا١.

$$\omega = -\frac{(Y)!}{\Delta \dot{\upsilon}} = -\frac{(Y)!}{\Delta \dot{\upsilon}} = -\frac{(X)!}{\Delta \dot{\upsilon}} = -\frac{(X)!}{\Delta \dot{\upsilon}}$$

ن = ۱۰۰ ثانیة.

:(٣)

التركيز الجديد = ٢ × ٠,١ = ٢,٠ مول/لتر.

 $w = \hat{x} \times [A]^{\gamma} = 1, \dots \times (\gamma, \gamma)^{\gamma} = 1 \times 1^{-\gamma} \text{ agb}^{-1} \cdot \text{lit}^{-1} \cdot \hat{x}^{-1}$

:(٤)

التركيز الجديد = ۱,۰۱ ،۰۰۰ = ۰,۰۰ مول/نتر.

 1 س = 1 × 1 مول. $(^{1}$ + 1 مول. $(^{1}$. $(^{1}$. $(^{1}$

:(0)

التركيز الجديد = ۰٫۱ + ۰٫۱ مول /لتر التركيز الجديد = ۰٫۱ + ۰٫۱ مول /لتر ساح $^{\prime}$ $^{\prime}$

المتفاعل الغازي $2SO_3 \longrightarrow 2SO_2 + O_2 \longrightarrow 2SO_3$ وجد أن مضاعفة تركيز O_2 بثبوت تركيز SO_2 سيضاعف سرعة التفاعل، وأن إضافة T أمثال SO_2 السين تركيزه الأصلي مع إضافة ضعف O_2 إلى تركيزه الأصلي سيزيد سرعة التفاعل SO_2 مرة.

اســــتنتج قــــانون سرعة التفاعل موضحاً كيف تتغير سرعة التفاعل عند زيادة (SO₂) ٣ مرات وخفض (O₂) إلى ثلث تركيزه الأصلي.

الحل:

٠٠. ق =١

 O_2 مضاعفات ترکیز SO_2 با ۳۳ مضاعفات ترکیز (O_2) مضاعفات السرعة ((O_2) مضاعفات السرعة ((O_3) مضاعفات السرعة ((O_3)

$$\frac{\xi \Lambda}{r} = J \xi \iff {}^{1} r' \times J \xi = \xi \Lambda$$

$${}^{7} \xi = J \xi \iff {}^{7} \xi = J \xi$$

$$SO_{2} \downarrow \xi \downarrow 0$$

$$SO_{2} \downarrow 0$$

 $[O_2]$ $[SO_2] \times ت = m$ التفاعل س من التفاعل أ

.. تزداد سرعة التفاعل ٣ مرات

(كما يمكن حل الفرع الثاني بطريقة الجدول).

مسالك (ميكانيكية) التفاعلات الكيميائية:

وهي خطوات أو تفاعلات وسطية يمر بها التفاعل الكيميائي للوصول السي السناتج، فالمعادلة الكيميائية المتوازنة غائباً هي محصلة أو مجموع هذه الخطوات والتفاعلات.

الخطوة المحددة للسرعة (الخطوة البطيئة):

وهــي الخطــوة الأبطأ سرعة والتي تحدد سرعة التفاعل والتي ينطبق عليها قانون السرعة.

خطوات اقتراح (تنبؤ، تكهن) مسالك التفاعل:

١- كتابة الخطوة البطيئة:

هي الخطوة الأولى في المسالك والتي تمثل مرحلة الاختناق في التفاعل ونتعرف عليها من قانون سرعة التفاعل حيث: أسس التراكيز في القانون ≈ عدد جزيـئات (أو عدد مولات) المواد المتفاعلة في الخطوة المحددة للسرعة، ونكتب المادة الوسطية مع الناتج ثم نوازن.

٧- كتابة الخطوة السريعة:

تفاعل المادة الوسطية مع المتبقي أن وجد من متفاعلات المعادلة الأصلية ونسوازن المعادلة، وللتحقيق نجمع المعادلات ونختصر المتشابهات من الطرفين فنحصل على المعادلة الأصلية (إذا كان التفاعل بخطوة واحدة فهي البطيئة).

... الأسس = عدد مولات المعادلة

مثال:

إذا علمت أن قانون سرعة النفاعل الغازي الآتي:



$[H_2]$ $[NO] \times \triangle = \omega$ $2H_2 + 2NO \longrightarrow N_2 + 2H_2O$

فاقسترح مسلكاً لهذا التفاعل على فرض تكوين أوكسيد النتروز N₂O كمادة وسطية.

الحل:

مـن القـانون نستتج الخطوة البطيئة (المحددة للسرعة) تتضمن تفاعل
 جزئيتين من NO مع جزئية واحدة من H₂.

 $H_2 + 2NO \longrightarrow N_2O + H_2O$ (المحددة للسرعة) الخطوة البطيئة

 $N_2O + H_2 \longrightarrow N_2 + H_2O$ $2H_2 + 2NO \longrightarrow N_2 + 2H_2O$

الخطوة السريعة بالجمع المعادلة الأصلية

مثال:

إذا علمت أن الخطوة البطيئة (المحددة السرعة) التفاعل الغازي: 2HBr + NO₂ -> H₂O + NO + Br₂

تتضمن تفاعل جزئية ولحدة من HBr مع جزيئة واحدة من NO₂ تنبأ مسالك هذا النفاعل على فرض تكوين HONO الوسطي.

الحل:

في حالة وجود ذرة غاز في ناتج الخطوة البطيئة وكذلك السريعة بينما توجد جزيئة نفس الغاز في المعادلة الأصلية فيجب اقتراح معادلة ثالثة: الخطوة المحددة للسرعة HONO + Br حصله الخطوة المحددة للسرعة Hono + Br الوسطي

 $HONO + HBr \longrightarrow H_2O + NO + Br$ الخطوة السريعة

متبقى وسطى $Br + Br \longrightarrow Br_2$

 $2HBr + NO_2 \longrightarrow H_2O + NO + Br_2$ المعادلة الأصلية

مثال:

للتفاعل الغازي $A_2B + B_2 + C$ \longrightarrow $A_2B + BC$ وجد أن الخطوة المحددة لسرعة التفاعل تتضمن تفاعل جزيئة من A مع جزيئة من A وأن مسرعة الستفاعل - 1,17 \times 1,17 مولاري. ثا $^{-1}$ في اللحظة التي يكون فيها A A مولاري و A A مولاري و A A مولاري و A A مولاري و A A التفاعل بعد استهلاك A A A A

الحل:

القانون: س = ث × [A] [A] ولم نظهر المادة B₂ في قانون السرعة لأنها لم تذكر في الخطوة المحددة.

$$(\cdot, 10) (\cdot, 170) \times = ^{-1} \cdot \times (011, \cdot)$$

ن. [C] المستهلك
$$= 7/\cdot, 0 = 1/\cdot, 0$$
 مو لاري.

$$^{1-}$$
ل المر $^{1-}$ مول لمتر $^{1-}$ (۰,۱) $^{1-}$ (۰,۱) $^{1-}$ مول لمتر $^{1-}$ مثال:

للـــتفاعل الغازي الآتي: 2NOBr حجد 2NOBr وجد أن مضاعفة تركيز NO بثبوت تركيز Br_2 يضاعف سرعة التفاعل فإذا علمت أن التفاعل من المرتبة الثانية.

أجب عما يأتي:

١- اكتب قانون سرعة التفاعل.



٢- هل يتم هذا التفاعل بخطوة واحدة أم على خطوات.

الحل:

مضاعفات السرعة = مضاعفات تركيز (NO) ق

.. القانون: س = ث × [Br₂] [NO]

.. أسس التركيز في قانون لا تساوى تماماً عدد الجزيئات في المعادلة.

. التفاعل يتم على خطوات.

مثال:

في التفاعل التالي وجد أن قانون سرعة التفاعل $20NF \longrightarrow 2NO + F_2 \longrightarrow 2NO + F_2$ هو $m=b \times [NO]$ تكهـن مسالك التفاعل وعين الخطوة المحددة المسرعة، موضحاً كيف تتغير سرعة التفاعل عند خفض حجم إناء التفاعل إلى النصف.

الحار:

الخطوة السريعة $F + NO \longrightarrow ONF$ الخطوة السريعة بالجمع $2NO + F_2 \longrightarrow 2ONF$ الإثاء إلى النصف سيضاعف تركيزي NO و F_2 F_3 مضاعفات السرعة = (F_3 مضاعفات تركيز F_3 (F_4 (F_5 (F_5) مضاعفات F_5 (F_6 (F_7) مضاعفات F_8 (F_8 (F_8) مضاعفات F_8 (F_8) مضاعفات F_8 (F_8 (F_8) مضاعفات F_8 (F_8 (F_8) مضاعفات F_8 (F_8) مضاعفات F_8 (F_8 (F_8) مضاعفات F_8 (F_8 (F_8

ن تزداد السرعة ٤ مرات.

نظريات سرع التفاعل:

أولاً: نظرية التصادم:

وهي أكثر شيوعاً في الغازات وتفترض ما يأتي:



- ١- إن التفاعل يحصل نتيجة لتصادم جزيئات المواد المتفاعلة مع بعضها
 وتعتمد سرعة التفاعل على معدل الاصطدامات الجزيئية هذه.
- ٣- ليس بالضرورة أن تقود جميع الاصطدامات إلى تفاعل فهناك اصطدامات قد لا يحصل تفاعل أثناء حصولها، ندعى بالاصطدامات غير المنتجة وأخرى يحصل تفاعل أثناء حصولها فتدعى بالاصطدامات المنتجة.
- ٣- الاصطدامات المنتجة: وهي الاصطدامات التي تؤدي لحصول تفاعل والتي تتطلب شرطين هما:
- أن يكون للجزيئات المتصادمة طاقة حركية عالية تساوي أو تغوق الحد
 الأدنى من الطاقة اللازمة لحصول التفاعل والتي تدعى طاقة التشيط.
 أن يكون للجزيئات المتصادمة وضعاً فضائياً مناسباً لحدوث التفاعل
- إلاصطدامات غير المنتجة: وهي الاصطدامات التي لا تؤدي لحصول تفاعل والتي لا تعطي ناتجاً إما لأن الجزيئات لا تمثك طاقة تساوي أو تفوق طاقة التشيط أو أنها لا تمثك وضعاً فضائياً مناسباً أو لكلا السببين معاً.

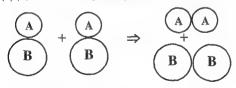
طاقة التنشيط (حسب نظرية التصادم):

و توليد نو اتحه.

وهي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لحصول التفاعل.

مثال:

تصادم منتج لأن الوضع الفضائي مناسب. صورة رقم (١):



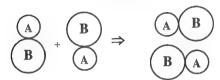
مواد متفاعلة

مه إد ناتجة



مثال:

تصادم غير منتج لأنه يؤدي إلى تكوين نفس المواد المتفاعلة لأن الوضع الفضائي غير مناسب. صورة رقم (٢):



موراد متفاعلة

نفس المواد المتفاعلة

مثال:

تصادم غير منتج حيث تقترب B من B لكن A تبقى بعيدة عن A فلا يحصل تفاعل و A تنكون A و B2 لأن الوضع الفضائي غير مناسب. صورة رقم (B2):



اقتراب المواد المتفاعلة

ابتعاد نفس المواد المتفاعلة

ثانياً: نظرية الحالة الانتقالية:

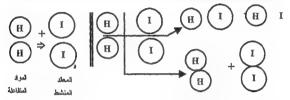
نفترض ما يلي:

- ١- أن السنراب دقائق المواد من بعضها يؤدي إلى ترتيب فضائي مؤقت يدعى بالمعقد المنشط.
- ٢- المعقد المنشط: هو تكوين غير مستقر بسبب طاقته العالبة سرعان ما يتفكك إما إلى المواد المتفاعلة فلا يحدث تفاعل أو إلى المواد الناتجة فيحدث تفاعل.



 ٣- إن طريقة التفكك تعتمد على كيفية تكسر الأواصر المؤقتة المتكونة بين ذرات المعقد المنشط كما يتضح فيما يأتي: صورة رقم (٤):

$$H_2+I_2$$
 مواد ناتجة H_2I_2 تقاعل معقد نشط مواد متفاعلة H_2+I_2 لاتفاعل معقد نشط مواد متفاعلة

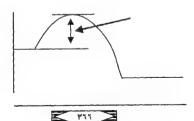


المواد الناتجة نفس المواد المتفاعلة الأصلية

طاقة التنشيط:

حسب نظرية الحالسة الانتقالية: هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لتكويس المعقد المنشط وتمثل الغرق بين طاقة المعقد المنشط وطاقة المواد المنفاعلة، كما يتضح بالمخطط الذي يوضح مستويات الطاقة المواد المتفاعلة والمعقد المنشط والمواد الناتجة للتفاعل: صورة رقم (٥):

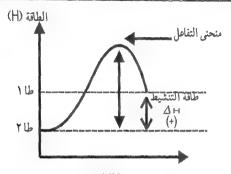
$$H_2 + l_2 \longrightarrow 2Hl$$



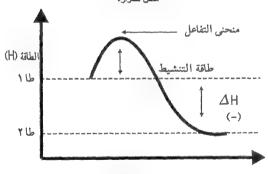
ملاحظات في نظريتي سرعة التفاعل:

نجــد فـــي كـــــلا النظريتين أن العلاقة بين طاقة تتشيط التفاعل وسرعة التفاعل علاقة عكسية حيث أن:

- الــتفاعلات ذوات طاقــة التنشــيط الواطــئة تكون سريعة لأن نسبة الجزيئات التي تمثلك طاقة حركية تساوي أو تفوق طاقة التنشيط نسبة كبيرة.
- ٢- التفاعلات ذوات طاقة التنشيط العالية تكون بطيئة لأن نسبة الجزيئات
 التي تمــتك طاقــة حركية تساوي أو تفوق طاقة التنشيط هي نسبة
 صغيرة.
- $^{\prime\prime}$ حرارة التفاعل H Δ = الفرق بين طاقة المواد الناتجة طا، وطاقة المواد المتفاعلة طا، أي أن: Δ Δ = طا، طا، أو Δ Δ Δ Δ فإذا كانت:
- أ- طــــا، أكـــبر مـــن طا، فإن إشارة حرارة التفاعل H ∆ ستكون موجبة ويكون التفاعل ماصاً للحرارة.
- ب- طاع أصد فر من طا، فإن إشارة حرارة التفاعل Δ Η سيكون سائبة ويكون التفاعل باعثاً للحرارة.
- ٤- فـــي الشكلين المجاورين: نجد أن الفرق بين ارتفاع قمة منحني التفاعل
 وطاقة المواد المتفاعلة طا, يمثل طاقة التتشيط التي تفسر:
- أ- بموجب نظرية التصادم: تمثل الحد الأدنى من الطاقة اللازم توفرها للجزيئات كي تتفاعل.
- ب- بموجب نظرية الحالة الانتقالية: تمثل الحد الأدنى من الطاقة اللازم توفرها لتكوين معقد منشط. صورة رقم(١)، وصورة رقم (٧):



سير التفاعل منحثى التفاعل ومستويات الطاقة لتفاعل ماص للحرارة



سير التفاعل منحنى التفاعل ومستويات الطاقة نتقاعل باعث للحرارة

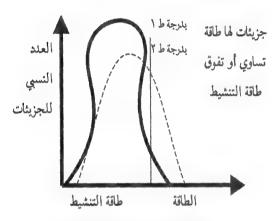


العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل:

(إن التفاعلات المختلفة تجري بسرع مختلفة وإن كانت الظروف التي تجري فيها متشابهة)، وتتأثر سرعة التفاعلات بالعوامل التالية:

- ١- نوعية المسواد المتفاطة: تختلف سرح التفاعلات المتشابهة باختلاف نوعية المواد المتفاعلة، فمثلاً تفاعل غازي الهيدروجين والفلور سريع جداً لحد الانفجار بينما تفاعل غاز الهيدروجين مع اليود أقل سرعة وأقل حدة تحت نفس الظروف.
- ٧- الهيئة الفيزيائية للمادة: تحدد سرعة التفاعل فمثلاً احتراق مسحوق المغنيسيوم أشد من احتراق شريطه (ج) لأن المساحة السطحية للمسحوق المعرضة للتفاعل تكون أكبر بكثير مما للشريط.
- ٣- تركسيز المسواف المستفاطة: تزداد عدد الاصطدامات بين دقائق المواد المستفاعلة بازديساد تراكسيز هدذه المواد في وحدة الزمن فتزداد سرعة التفاعل.
 - ٤ درجة الحرارة: يؤدي رفع درجة الحرارة إلى:
- أ- زيادة الطاقة الحركية للجزيئات فيزداد عدد الاصطدامات فيما بينها في وحدة الزمن.
- ب- زيادة عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة تساوي أو تقوق طاقة التنشيط فتزداد سرعة التفاعل وعموماً زيادة عشر درجات حرارية يؤدي إلى مضاعفة سرعة بعض التفاعلات الغازية، ويتضح من المخطط التالي أن في درجة ط، يكون عدد الجزيئات التي تحمل طاقة حركية مساوية أو تفوق طاقية التنشيط محدوداً، وعدد رفع درجة الحرارة إلى طع

يــزداد عــدد الجزيئات التي تمثلك طاقة حركية تساوي أو تغوق طاقة التشيط، فتزداد سرعة التفاعل. صورة رقم (٨):



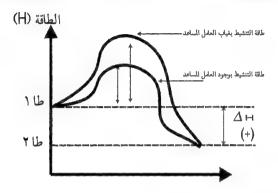
مخطط تأثير درجة الحرارة على الطاقة الحركية للجزيئات

٥- العامل المساعد (المحقز): يكون تأثير العامل المساعد كما يلي:

أ- تأثيره حسب نظرية الحالة الانتقالية:

- يغسير مسالك الستفاعل فيعطي معقد منشط جديد يختلف عن المعقد المتكون بغياب العامل المساعد.
- يخفض من طاقة التنشيط فيزداد عدد الجزيئات التي تمتلك ما يساوي أو يفوق طاقة التتشيط المخفضة، فتزداد سرعة التفاعل. صورة رقم (٩):





مخطط تأثير العامل المساعد في سرعة التفاعل

ب- تأثيره حسب نظرية التصادم:

يخفض من طاقة التنشيط فيزداد عدد الجزيئات التي تمثلك ما يساوي أو يفوق طاقة التنشيط المخفضة فتزداد سرعة التفاعل.

ملاحظة:

لا تتغير قيمة Η Δ عند إضافة عامل مساعد وذلك لأن:

 $\Delta = \Delta$ طاء طاء وأن العامل المساعد لا يؤثر في طاء ولا طاء وإنما يؤثر في طاقة التنشيط فقط فلا تتغير قيمة Δ H .

التوازن الكيميائي:

التفاعلات غير الانعكاسية (حــ):

وهمي المنتفاعلات التي تستمر في انتجاه واحد والتي لا تتوقف إلا إذا تم استهلاك إحدى الماندتين المتفاعلتين أو كلتيهما.



مثال:

وهي التفاعلات التي تستمر في اتجاهين والتي عند خلط موادها المتفاعلة تسبدأ سرعة تفاعلها بالتباطؤ تدريجباً إلى أن تصل إلى سرعة ثابتة لا تتغير مع أن المواد المتفاعلة لم تستهاك كلياً.

 $CH_3COOH_{(1)} + C_2H_5OH_{(1)} \Rightarrow CH_3COOC_2H_{5(1)} + H_2O_{(1)}$ خالي (عکسي)

ماء خلات الاثيل (استر) كحول الاثيل(إيثانول) حامض الخليك أنواع التفاعلات من حيث الطور:

المتفاعلات المتجانسة:

وهي التفاعلات التي تكون فيها جميع المواد المتفاعلة والناتجة من طور واحد، كأن تكون جميعها غازات أو سوائل أو صلبة.

مثال:

الطور:

هو الحالة الفيزيائية للمادة صلبة أو سائلة أو غازية (s, 1, g). التفاعلات غد المتحانسة:

وهي التفاعلات التي تكون موادها متعددة الأطوار، مثال: CaCO_{3(s)} → CaO_(s) + CO_{2(g)}

حالة التوازن:

هـ عدالــة تــوازن حركي (ديناميكي) أي ليست حالة توازن سكوني (ستاتيكي) التي تظهر بها التفاعلات وكأنها متوقفة لكن الحقيقة أنها مستمرة في كلا الاتجاهين الأمامي والخلفي، بنفس السرعة، حيث تبقى التراكيز ثابتة بدرجة حرارية معينة، والشكل يوضح معنل استهلاك المتفاعلات ومعنل تكوين النواتج

$$A + B \rightleftharpoons C + D$$

قانون فعل الكتلة:

تتناسب سرعة التفاعلات الكيميائية في اتجاه معين في خليط التوازن طردياً مع حاصل ضرب التراكيز الفعالة للمواد المتفاعلة كل منها مرفوع إلى أس يساوي عدد المولات التي تظهر فيه تلك المادة في معادلة التفاعل المتوازنة.

س٠

[A]^a [B]^b α س, α القاط (D] [C]^c α بينما س,

ملاحظة:

سنفترض في حساباتنا المبسطة أن التراكيز الفعالة تساوي تقريباً المولارية.

اشتقاق علاقة ثابت التوازن:

من قانون فعل الكتلة أعلاه نحصل على:

$$A + bB \implies cC + dD$$

$$b [D] a [A] ^{a} = 0$$

$$d [D] [C]^{c} ^{c} ^{a} = 0$$

$$w_{r} = w_{r} \text{ alt } light [ij]$$

$$\frac{d[D][C]}{d} = \frac{c[D][C]}{c[B]^a[A]}$$
 تراكيز النوائج من المتفاعلات

$$\frac{\dot{\omega}_{\rm c}}{\dot{\omega}_{\rm r}} = \frac{\frac{d}{[D]^c[C]}}{\frac{b}{[B]^a[A]}} = \frac{\dot{\omega}_{\rm r}}{\dot{\omega}_{\rm r}} \label{eq:constraint}.$$

التعبير عن ثابت التوازن:

$$aA + bB \Leftrightarrow cC + dD$$

ك ص
$$^{-}$$
 ص 0 ضغوط الغازات الناتجة عند التوازن 0 صغوط الغازات المتفاعلة عند التوازن 0

ك م = ثابـــت الـــتوازن بدلالـــة التراكيز ك ص = ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية وللغازات فقط.

كـــل اجــو = ٢٠٧ملــم (تور) الضنغط الكلي لـخليط غازي ~ مجموع الضغوط الجزئية للغازات.

ثابت التوازن ك أو ك م:

هـو عدد ثابت يمثل صفة مميزة للتفاعل لا تتغير قيمته إلا بتغير درجة الحرارة، ويمثل النسبة بين حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة إلى حاصل

ضرب تراكيز المتبقي من المواد المتفاعلة في خليط التوازن (عند التوازن) كل منها مرفوع إلى أس يمثل عدد المولات في معادلة التفاعل المتوازنة.

اعتماد علاقة ثابت التوازن على طريقة كتابة معادلة التفاعل:

$$C \implies A \frac{1}{Y} + \frac{1}{Y} B$$
 : defails

$$\frac{1}{\gamma} - \frac{1}{\log \gamma} - \frac{\gamma}{\log \gamma} - \frac{\gamma}{\log \gamma} - \frac{\gamma}{\log \gamma} = \frac{\gamma}{\log \gamma} - \frac{\gamma}{\log \gamma} = \frac{1}{\log \gamma} = \frac{1}{\log$$

١- عندما نعكس المعادلة تنقلب قيمة ك.

٢- عـندما نقسم معادلة على ٢ تنجذر قيمة ك تربيعاً بينما عند ضربها × ٢ تتربع.

: 115.

للتفاعل الغازي: $2H1 \implies l_2 + l_2$ وجد أن قيمة ك م 9 = 1 الحسب قيمة ك م للتفاعل.

HI
$$\Rightarrow \frac{1}{Y} H_2 + \frac{1}{Y} I_2$$

.. المعادلة الثانية هي معكوس نصف الأصلية.

ملاحظات لحل أسئلة التوازن الكيميائي:

١- نكتب معادلة النقاعل المتوازنة ونكتب الفرضية لمرحلة قبل التفاعل (خليط السنقاعل) ولمسرحلة عند التوازن (خليط التوازن) بالمولات أو بالمولارية، ولكن لا يجوز تطبيق علاقة ثابت التوازن إلا بالمولارية فقط.
٢- نفرض تغير المولات أو المولارية بالحرف (س) ونكتبه مضروباً × عدد مدولات المسادة في المعادلة أثناء جمعه أو طرحه في الفرضية ثم نطبق علاقة ك.

إذا الفرضية بمرحلتين:

إذا الفرضية بثلاث مراحل:

تطبيقات علاقة ثابت التوازن على التفاعلات المتجانسة:

مثال:

تفاعل ٦ مــول مــن حامض الخليك مع ٦ مول من كحول الاثيل في محلول حجمه ١ التر بدرجة حرارة ثابتة وبعد الوصول إلى حالة التوازن وجد أن عــدد مــولات خلات الاثيل المتكونة ٤مول. احسب ثابت التوازن لهذا التفاعل بنفس الدرجة الحرارية.

الحل:

الطريقة الأولى: الفرضية بالمولات والتطبيق بالمولارية = عدد المولات الجم باللنز

$${
m CH_3COOH + C_2H_5OH} \iff {
m CH_3COO_2H_5 + H_2O}$$
 صفر مىفر ${
m T}$ قبل التفاعل ${
m T}$ س

$$\frac{\frac{\xi}{Y} \times \frac{\xi}{Y}}{\frac{Y}{Y} \times \frac{Y}{Y}} = \frac{[CH_3COOC_2H_5][H_2O]}{[CH_3COOH][C_2H_5OH]} = \frac{\xi}{Y} \times \frac{Y}{Y}$$

الطريقة الثانية:

الفرضية بالمولارية والتطبيق بالمولارية أيضاً.

[الخلات] = [الماء] =
$$\frac{3}{7}$$
 = ۲ مول/لتر عند التوازن

$$CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$
 $CH_3COOC_2H_5 + H_2O$ $CH_3COOC_2H_5 + H_3$

تفاعل مول واحد من حامض الخليك مع مول واحد من كحول الأثيل في درجــة حرارة معينة في محلول حجمه ١ لتر، احسب عدد مولات خلات الأثيل والماء الناتجة عند التوازن إذا علمت أن ثابت التوازن = ٤.

الحل:

الحجم ١ لتر .

عدد المولات المعطاة = المولارية

أو يمكننا استعمال المو لارية $= \frac{3 - 1}{1 - 1} = \frac{1}{1 - 1} = 1$ مول لتر.

$$\frac{v}{(v-1)} = 3$$

$$\frac{v}{(v-1)} \Rightarrow Y = \frac{v}{(v-1)}$$

س = $\frac{7}{m}$ مول خلات أو ماء عند التوازن.

حاصل التفاعل:

هو ناتج قسمة حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة على حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة في خليط التفاعل (قبل التفاعل) كل منها مرفوع إلى أس يمثل عدد المولات في المعادلة المتوازنة ويستعمل للتعرف على اتجاه سير التفاعل حيث نقارن الحاصل بقيمة ك فإذا:

- ١- كــان حاصــل الــتفاعل أقــل مــن قيمة ك فإن محصلة سير التفاعل
 تكــون باتجــاه الــنواتج أمامــي لحيــن الوصــول إلــى حالة التوازن
 (الحاصل = ك).
- ٢ كــان حاصـــل التفاعل أكبر من قيمة ك فإن محصلة سير التفاعل تكون
 باتجاه خلفي لحين الوصول إلى حالة التوازن (الحاصل = ك).
- ٣- كان حاصل النفاعل بساوي قيمة ك فإن التفاعل في حالة توازن (جـــ)
 أي أن سرعة التفاعل الأمامي = سرعة التفاعل الخلفي.



مثال:

تم خلط 0 مول من حامض الخليك 0 0 مول من كحول الأثيل 0 1 من خلات الإثيل 0 1 مول من الماء بدرجة 0 1 الحسب عدد مولات مواد هذا الخليط عند الوصول إلى حالة التوازن علماً أن ثابت التوازن لتفاعل الحامض مع الكول 0 0 0 0

الحل:

عدد المولات للمتفاعلات والنواتج أعطيت معاً قبل التفاعل لذلك نحسب حاصل التفاعل للتعرف على اتجاه سير التفاعل.

الحجم لم يعطى في السؤال فيمكننا فرضه ح لتر، كما يمكنك التعويض بعدد المولات مباشرة لأن الحجم يختصر من البسط والمقام.

$$CH_3COOH + C_2H_5OH \Rightarrow CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$
 ک و قبل التفاعل ه و قبل التفاعل

$$\frac{\frac{1}{2} \times \frac{1}{2}}{\frac{1}{2} \times \frac{1}{2}} = \frac{[CH_3COOC_2H_5][H_2O]}{[CH_3COOH][C_2H_5OH]} = \frac{1}{2}$$

$$-\frac{3}{67} = 71,$$

.. حاصل التفاعل ك محصلة سير التفاعل باتجاه النواتج.

$$\frac{\left(\omega_{1}+\gamma\right)}{\zeta} \left(\frac{\omega_{1}+\gamma}{\zeta}\right) = \frac{\left[CH_{3}COOC_{2}H_{5}\right]\left[H_{2}O\right]}{\left[CH_{3}COOH\right]\left[C_{2}H_{5}OH\right]} = 4$$

$$\frac{\gamma\left(\omega_{1}+\gamma\right)}{\gamma\left(\omega_{1}-\delta\right)} = \frac{\omega_{1}+\gamma}{\omega_{1}-\delta} = \gamma$$

ن. س = $\frac{7}{7}$ ٢ مول التغير في عدد المولات عند التوازن ..

نعوض $Y + \frac{Y}{m} + Y = 3$ مول ماء أو خلات عند التوازن.

 $0 - \frac{Y}{\pi} = Y = \frac{1}{\pi}$ ۲ مول حامض أو كحول عند التوازن.

وضع A_2 و B_2 مول من A و A ، مول من كل من B_2 و A في وعاء حجمه لتر واحد بدرجة حرارة معينة فإذا علمت أن ك م A المتفاعل:

 $A_2 + B_2 \implies A_2 + B_2$ فكم تصبح تراكيز مكونات الخليط عند التوازن. الحل:

الحجم ١ لتر.

. عدد المولات المعطاة = المولارية.

أعطيت مولارية النواتج قبل النفاعل لذا نحسب حاصل التفاعل للتعرف على سير اتجاه التفاعل.

$$A_2 + B_2 \Rightarrow 2AB$$
۰,۲ ۰,۲ ۰,۸ قبل التفاعل



$$17 = \frac{\Upsilon(\cdot, \Lambda)}{\cdot, \Upsilon \times \cdot, \Upsilon} = \frac{\Upsilon[AB]}{[A_2][B_2]} = المال التفاعل التفاعل$$

حاصل التفاعل أكبر من ك م سير التفاعل باتجاه المتفاعلات.
 الطريقة الأولى:

نبقى المعادلة ونبقى قيمة ك فتكون الفرضية كما يأتى:

$$A_2 + B_2 \Rightarrow 2AB$$
 الثقاعل مرب ، ۲ ميل الثقاعل م

$$\frac{\omega_{1} + \omega_{1} + \omega_{2}}{(\omega_{1} + \omega_{2})^{2}} = \emptyset \qquad \frac{V(\omega_{1} + \omega_{2})}{V(\omega_{1} + \omega_{2})^{2}} = \emptyset$$

.. س = ۱,۱ مول/التر التغير عند التوازن. (نعوض بالفرضية).

٨٠٠ ٢ × ٢ ٠ ،١ = ٦٠٠ مول/لتر عند التوازن

۲۰,۱ + ۰,۱ = ۳، مول/لتر عند التوازن

٠,١ + ٠,١ = ٣٠٠ مول/لتر عند التوازن

الطريقة الثانية:

نعكس المعادلة ونقلب قيمة ك م.

مثال:

وعاء حجمه ۲ لتر يحتوي على ۰٫۲ مول من غاز N_2O_4 و ۰٫۲ مول من غاز N_2O_4 في حالة التوازن، ما قيمة ثابت التوازن عند درجة حرارة معينة لتغك N_2O_4 .

الحل:

الخليط في حالة التوازن، .. الحل مباشر.



$$N_2O_4 \implies 2NO_2$$
 ی، عند التوازن ۰٫۲ عند التوازن

$$\cdot, \varepsilon = \frac{\cdot, \cdot \varepsilon}{\cdot, \cdot} = \frac{{}^{\mathsf{v}}(\cdot, \mathsf{v})}{\cdot, \cdot} = \frac{{}^{\mathsf{v}}(\frac{\cdot, \varepsilon}{\mathsf{v}})}{(\frac{\cdot, \mathsf{v}}{\mathsf{v}})} = \frac{{}^{\mathsf{v}}[\mathrm{NO}_2]}{[\mathrm{N}_2\mathrm{O}_4]} = \varnothing$$

مثال:

خليط مسن الغازات في حالة توازن كيميائي عند درجة حرارة معينة يحستوي علسى ثلاثسي أوكسسيد الكبريت والأوكسجين بضغوط جزئية (٢، ١، ١) جو على القوالي.

احسب ك ص لكل من التفاعلين الآتيين.

$$2SO_3 \implies 2SO_2 + O_2 - 1$$

$$SO_3 \Leftrightarrow SO_2 + O_2 - Y$$

الحل:

$$\frac{1}{4} = \frac{{}^{4} 1 \times 1}{{}^{4} Y} = \frac{SO_{2} {}^{4} \omega \times O_{2} \omega}{SO_{3} {}^{4} \omega} = \omega$$

الحل الثاني:

$$2SO_3 \iff 2SO_2 + 1/2 \ O_2$$
 التوازن Y ا

$$\frac{1}{Y} = \frac{1 \times \frac{1}{Y}}{Y} = \frac{SO_2 \omega \times O_2}{SO_3 \omega} = \frac{1}{Y} \omega$$

يمكنا حساب ك ص للثاني باعتبار أن المعادلة الثانية ناتجة من قسمة الأولى على ٢

.. تنجذر ك ص تربيعياً.

$$\frac{1}{Y} = \frac{1}{\frac{1}{2}} = \frac{1}{Y}$$

مثال:

التفاعل الغازي: 2B + C \Rightarrow 2B وصعت كمية من المادة A في وعباء وكان ضغطها A جو، وعند بلوغ التفاعل حالة التوازن وجد أن الضغط الكلى A عبو، احسب ك ص لهذا التفاعل.

الحل:

$$2A \implies 2B + C$$
 الضغط الكلي = مجموع الضغوط الجزئية $^{\circ}$ صفر صغر $^{\circ}$ جو قبل التفاعل $^{\circ}$ = $^{\circ}$ $^{$

۳ ۲× ۱ = ۱ جو ضغط غاز A.

$$\xi = \frac{Y \times Y}{Y} = \frac{B^{Y} \times C \times C}{A^{Y}} = \frac{B^{Y} \times C}{A^{Y}}$$

للتفاعل الغازى:

 $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2H1$

سخن 7,7 مول من H_2 و 9,7 مول 1 لدرجة 9,3م فوجد أن عدد مولات 1 المنكونة عند التوازن 9,7 مول، ما قيمة كى م لهذا التفاعل؟.



ثم احسب ك م التفاعل:

.4Hl
$$\Leftrightarrow$$
 2H₂ + 2l₂

الحل:

.". س = ١,٢٥ مول التغير. (نعوض)

1,۲0 مول H₂ عند التوازن.

٠,١٢٥ = ١,٢٥ مول 1 عند التوازن.

لم يعطى في السؤال فيمكننا فرض ح لتر أو التعويض بدون ح.

$$\circ \cdot = \frac{1, 1\circ}{\cdot, 1} = \frac{\frac{1}{\left(\frac{1}{C}\right)\left(\frac{1, 1\circ}{C}\right)}}{\left(\frac{1}{C}\right)\left(\frac{1, 1\circ}{C}\right)} = \frac{[H1]}{[H_2][I_2]} = e^{-c\delta}$$

بما أن التفاعل الثاني هو مقلوب ضبعف الأول.

$$\frac{1}{\text{Yo..}} = \frac{1}{\text{(b. a)}^{7} \text{ Likely}} = \frac{1}{\text{(b. a)}^{7} \text{ Likely}} = \frac{1}{\text{(c. o)}^{7}} = \frac{1}{\text{(c. o)}^{7}}$$

مثال:

تم خلط 0.04 مول من PCl_5 و 0.04 من PCl_5 في وعاء حجمه لتر واحد عند درجة حرارة معينة وبعد الوصول إلى حالة التوازن الغازي:

$$PCl_5 \Rightarrow PCl_3 + Cl_2$$

$$\cdot,,\circ = \frac{\cdot,\forall \times \cdot, \mathsf{YY}}{\cdot, \mathsf{YY}} = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_2]} = \mathsf{Ad}$$

مثال:

وضع 4 م من 6 في وعاء مغلق حجمه 6 لثر بدرجة حرارة معينة وعند وصول التفاعل الغازي 6 الآتي: 6

الحار

$$v = \frac{e}{2} = \frac{\Lambda}{\Lambda} = \log v \text{ SO}_3$$
 عند التوازن.

$$0 = \frac{e}{3} = \frac{\pi \lambda, \epsilon}{12} = \frac{9}{3}$$
 since O_2 s

$$.M \cdot , \varepsilon = \cdot , \forall \times \forall \quad 1 = [SO_3]$$

$$\cdot, \forall \lor \circ = \frac{{}^{\forall}(\cdot, \forall) \times \cdot, \forall}{{}^{\forall}(\cdot, \xi)} = \frac{{}^{\forall}[SO_2][O_2]}{[SO_3]} = e^{\frac{-2\pi}{3}}$$

.. معادلة تكوين SO3 هي معكوس المعادلة الأصلية

التفاعل الغازي المفترض 2C ⇒ 3A +B بدرجة حرارة معينة كان: ك م = ٩.

۱- هل بإمكان مزيج من ۲ مول من كل من A.B.C أن يكون متوازناً بإناء حجمه لثر و لحد.

٢ - لو افترضنا أن المزيج أعلاه متوازن ما حجم الإناء؟

الحل:

$$3A + B \rightleftharpoons 2C - 1$$

$$\frac{1}{\xi} = \frac{YY}{Y \times Y} = \text{define define } \frac{1}{\xi}$$



$$\frac{\sqrt{[C]}}{\sqrt{[A][B]}} = r \leq 3A + B \Rightarrow 2C - 7$$

$$\frac{7}{C} = \frac{7}{C} = \frac{7}{C}$$

Θ حاصل التفاعل ≠ ك س م

.٠. المزيج غير متوازن.

نفرض حجم الإناء = ح لتر حاصل التفاعل = ك م

هاصل النفاعل = ك م

مثال:

المزيج غير متوازن

$$P = \frac{\frac{Y}{\zeta}}{\frac{Y}{\zeta}} = \frac{\frac{2}{\zeta}}{\frac{Y}{\zeta}}$$

$$P = \frac{\frac{2}{\zeta}}{\frac{2}{\zeta}} = \frac{2}{\zeta} \times \frac{A}{\zeta}$$

$$P = \frac{\frac{2}{\zeta}}{\frac{2}{\zeta}} = \frac{2}{\zeta}$$

$$\therefore \zeta = r \text{ Lix } cept | Y_{kl} | a.$$

وضعت كمية من الأمونيا في وعاء حجمه ٢ لتر وبعد التسخين إلى درجــة حــرارة معيــنة والوصــول إلــى حالــة التوازن وجد أن عدد مولات الهيدروجيـن المــنكونة ٢٠، مــول، مــا عدد مولات الأمونيا التي وضعت في الوعاء؟ علماً أن ك م -٧٠، للتفاعل الغازي الآتي:

 $2NH_3 \Rightarrow N_2 + 3H_2$

الحل:

$$2NH_3 \iff N_2 + 3H_2$$
 مفر صفر مس مول قبل التفاعل $m_0 = 1$ مول عند التوازن $m_0 = 1$.

$$\frac{\left(\begin{array}{c} \cdot, \frac{Y}{Y} \end{array}\right) \times^{Y} \left(\begin{array}{c} \cdot, \frac{Y}{Y} \end{array}\right)}{\frac{Y}{\left(\begin{array}{c} \cdot, \frac{Y}{Y} \end{array}\right)}} = \cdot, YY \iff \frac{Y[H_{2}][N_{2}]}{Y[NH_{2}]} = \rho \triangleq$$

$$\frac{\cdot,\cdot,\cdot,\forall\forall}{\cdot,\forall\forall} = \frac{\forall}{\forall} \left(\frac{\cdot,\cdot}{\forall},\frac{\cdot}{\forall} \right) \Leftarrow \frac{\cdot,\cdot}{\forall} \frac{\cdot,\cdot}{\forall} \left(\frac{\cdot,\cdot}{\forall},\frac{\cdot}{\forall} \right) = \cdot,\forall\forall$$

..
$$\frac{(\omega_0 + \lambda_1)^{\gamma}}{\gamma} = \frac{1}{1 \cdot 1}$$
 $\frac{1}{1 \cdot 1}$ \frac

العلاقة بين ك م و ك ص:

۵ م = ثابت التوازن بدلالة المولارية، ك ص = ثابت التوازن بدلالة الضغوط
 الجزئية للغازات.

△ن التغير في عدد المولات.

∆ ن = ن نواتج ن متفاعلات (الغازات فقط).

 ١ - تستعمل هـذه العلاقـة التفاعلات المتجانسة الغازية والتفاعلات غير المتجانسة التي تحتوي على غاز.

 $Y - \Delta$ U = 1 الفرق بين عدد مولات الغازات الناتجة وعدد مولات الغازات المتفاعلة فإذا كان:

فإن قيمة:

△ ن = صفر، وبالتعويض في العلاقة نحصل على:

ك م = ك ص × (رط) منار

ك م = ك ص لأن (رط) مار = ١

٣- لـتحويل الضغط الجزئي لغاز إلى المولارية أو بالعكس نستعن بالعلاقة
 التالدة:

المولارية = $\frac{\omega}{cd}$ المشتقة من حص = ن رط

متال:

للتفاعل الغازي A₂ + B₂ ⇒ 2AB ويدرجة حرارة معينة وجد أن المستكون مسن كل من A₂, B₂ في حالة التوازن = ۶. مول. جد عدد مولات AB للتي وضعت في الإناء قبل التفاعل علماً أن ك ص للتفاعل:

 $A_2 + B_2 \Rightarrow 2AB$ يساوي ۲۰,۰

الحل:

المعادلة الأولى هي معكوس الثانية

:. ك ص للأولى = 107. = 3

$$\frac{[A_2][B_2]}{[AB]} = \rho \stackrel{d}{=} \frac{1}{\sqrt{(\cdot, t)}} = \frac{1}{2}$$

$$\frac{\sqrt{(\cdot, t)}}{\sqrt{(\cdot, t)}} = \frac{1}{2}$$

... ٢<u>ص</u> = ٢

ملاحظة:

يمكن فرض الحجم ح لتر ثم يختصر من البسط والمقام.

.. ص = ١ مولاري أو مول AB قبل التفاعل.

مثال:

للستفاعل الغاري الآتي $H_2 + Br_2 \Rightarrow H_2 + Br_2$ وضع مول واحد من HBr في وعاء حجمه ۱ لتر، وفي درجة حرارة معينة وبعد مرور ۲۰ ثانية بلغ الستفاعل حالسة الستوازن فوجد أن المتبقي من بروميد الهيدروجين (۰,۲) مول إحسب:

$$[Br_{2}]$$
 الله الله $[Y]$ $[Y]$

مثال:

وضع ۰٫۱ مول من SO_3 في وعاء سعته لمتر ولحد وسخن إلى ۸۰۰ م وجد عندها أن 0.0 مول من 0.03 قد تفكك عند بلوغ حالة المتوازن:

الدرجة الحرارية. $2SO_3 \iff 2SO_2 + O_2$

الحل:

 $2SO_3 \iff 2SO_2 + O_2$ صفر صفر صفر مبار

س ۲س ۱٫۱ س عند التوازن

المتفكك = Yس = ه.، مول/لتر [SO₃]

.. س = ۰,۰۲۰ مول/لتر = التغير = [O₂]

[SO₂] × ۲ × ۲ × ۲ × ۰٫۰۰ مول/لتر عند التوازن

المتبقي = ۰٫۱۰ \times ۰٫۱۰ \times ۰٫۰۰ مول/لتر عند التوازن [SO $_3$]

$$\cdot,\cdot Y \circ = \frac{\frac{Y(\cdot,\cdot \circ) \times \cdot,\cdot Y \circ}{Y(\cdot,\cdot \circ)}}{\frac{Y(SO_2)[O_2]}{Y(SO_3)}} = e^{\frac{\Delta t}{V(SO_3)}}$$
 کے $\Delta t : 0$ نواتیج $t : 0$ متفاعلات $t : 0$ کے $t : 0$

ط = ۸۰۰ + ۲۷۲ = ۲۷۳ أ مطلقة

ك م = ك ص × (رط) -∆ن

 $^{1-}(1.77 \times ... \times)$ ص $\times = ... \times$

۱- (۸۲,۹۸٦) × ص ع = ۰,۰۲٥

ک ص <u>ك ص </u> ۸۷,۹۸۲ = ۰,۰۲٥

.. ك ص = ٥٢٠٠٠ × ٢٨٩,٧٨ = ٢,٢

مثال:

في إناء حجمه ۲ لتر سخن $1, \epsilon$ مول من كل من الغازات (HBr, H_2 , Br_2) إلى درجة حرارة معينة حتى وصل التفاعل حالة التوازن، فإذا علمت أن ثابت توازن نكوين HBr من غازي Br_2 , H_2 لدلالة الضغوط الجزئية P(1) فما عدد مولات المواد الناتجة والمتبقية في الإناء عند التوازن.

المولارية =
$$\frac{عدد}{||A_2||} = \frac{1, \epsilon}{||A_2||} = \frac{1, \epsilon}{||A_2||}$$
 المولات = $\frac{1}{||A_2||} + \frac{1}{||A_2||} = \frac{1}{||A_2||}$

$$1 = \frac{v(\cdot, v)}{v_1, v_2, v_3} = \frac{v[HBr]}{[H_2][Br_2]} = 1$$
 حاصل التفاعل = $v(\cdot, v)$

$$H_2 + Br_2 \rightleftharpoons 2HBr$$
 للثفاعل ، , V

$$\frac{V(\omega^{\gamma}, V)}{V(\omega^{\gamma}, V)} = \frac{1}{q} \iff \frac{V[HBr]}{[H_2][Br_2]} = \frac{2}{q}$$

$$\iff \frac{W^{\gamma}, V}{(w^{\gamma}, V)} = \frac{1}{q}$$



ن ن = ۲, مول HBr ، ن ن = ۱,۸ مول HBr ن ن ت المول

مثال:

ثابت التوازن ك ص للتفاعل الغازي 3B ⇒ 2A يساوي ١٩٢٥. جو عند ٢٧م وأن ضغط الغاز A = A جو عند التوازن احسب:

١- ضغط الغاز B.

٧- ك م لهذا التفاعل عند ثلك الدرجة الحرارية.

$$\frac{r_{ob}}{r_{A}} = .,170 \Leftrightarrow \frac{B^{r_{ob}}}{A^{r_{ob}}} = obseteq 0$$

يـــــقفاعل غــــاز الديتروجيـــن N₂ مع غاز الهيدروجين H₂ انتكوين غاز الأمونـــيا بدرجـــة ۲۲۷م وقــد وجــد أن الضـــخوط الجزئية في حالة التوازن (۲۰٬۰٫۷) جو على القوالي، احسب:

الحل:

$$N_2 + 3H_2 \Rightarrow 2NH_3$$
 (1

$$.,..17 = \frac{{}^{7} \, {}^{7}}{N_{2} \, \omega} = \frac{N \, H_{3} \, {}^{7} \, \omega}{N_{2} \, \omega \times H_{2} \, {}^{7} \, \omega} = \omega \, \omega$$

٣) المعادلة الثالثة ناتجة من عكس المعادلة الأصلية

٤) المعادلة الرابعة ناتجة من حكس المعادلة الأصلية وقسمتها على ٢٠

تطبيقات علاقة ثابت التوازن على التفاعلات غير المتجانسة:

تكون فعالية المواد الصلبة النقية ثابتة أي أن تراكيزها تكون ثابتة مهما تغيرت تراكيز المواد الأخرى، وبذلك فإنها لا تؤثر في علاقة ثابت التوازن ولكون تراكيز المدواد الصلبة النقية ثابتة وضغوطها الجزئية ضئيلة جداً لذا تهمل من الحسابات، كما تهمل حتى من حساب ∆ن وللغازات سنعتبر ضخطها = الفعالية، أما السوائل النقية والمواد الصلبة النقية نعتبر أن فعاليتها = ١

مثال:

$$CaCo_{3 (s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2 (g)}$$
 -

$$CO_2$$
 فعالیة CO_2 ص $=$ $\frac{C_2O}{CaCO}$ عملیة CO_2 فعالیة CO_2

$$Fe_3O_{4 (s)} + 4H_{2 (g)} \implies 3Fe_{(s)} + 4H_2O - 4$$

$$\frac{\text{H}_2\text{O}^{\ \text{to}}}{\text{H}_2} = \frac{\text{t}[\text{H}_2\text{O}]}{\text{t}[\text{H}_2]} = \frac{\text{t}[\text{H}_2\text{O}]}{\text{t}[\text{H}_2]}$$

مثال:

لحسب ك م للتحول الآتى:

 $H_2O_{(g)} \rightleftharpoons H_2O_{(l)}$

عند Yنُم إذا علمت أن ضغط بخار الماء = 7.0×1.0 جو. الحل:

 $H_2O_{(1)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$

(las 4-1 + × 1.0

 $^{Y-}$ ۱، \times Y ، \circ = $H_2O_{(g)}$ ها \longrightarrow \hookrightarrow

 $\Delta \dot{\upsilon} = 1$ صفر = 1

ط = ۲۷ + ۲۷۳ = ۲۰۰۰ مطلقة

ك م = ك ص × (رط) - كن

 $= 0, \forall \times \cdot \uparrow^{-1} (\forall \lambda_1, \dots \times \uparrow)^{-1} = 0, \forall \times \cdot \uparrow^{-1} \times f, \exists f^{-1}$

 $=\frac{0.7\times \cdot l^{-\gamma}}{7.37}=73.1\times \cdot l^{-\gamma}$

مثال:

في درجة حسرارة معينة وضع 7.7 مول من بخار الماء مع الحديد الساخن في إناء التفاعل وعند وصول التفاعل حالة التوازن، وجد أن عدد مولات H_2 المتكون =7.8 الحسب ك ص التفاعل بنفس درجة الحرارة.

 $3\text{Fe}_{(s)} + 4\text{ H}_2\text{O}_{(g)} \implies \text{Fe}_3\text{O}_{4(s)} + 4\text{H}_{2(g)}$

الحل:

 $3 Fe_{(s)} + 4 H_2O_{(g)} \Rightarrow Fe_3O_{4\,(s)} + 4 H_{2\,(g)}$ صفر 7,7 قبل التفاعل عسفر 7,7 - 3 س عند التوازن $1,7 = 7,\xi$ $7,\xi$

$$17 = {}^{\iota} Y = \frac{{}^{\iota} \left(\begin{array}{c} Y, {}^{\iota} \\ \hline C \end{array} \right)}{{}^{\iota} \left(\begin{array}{c} 1, Y \\ \hline \end{array} \right)} = \frac{{}^{\iota} [H_2]}{{}^{\iota} [H_2O]} = {}^{\iota} {}^{\iota}$$

٠٠ ك ص = ١٦

قاعدة لى شاتلية:

تــنص هــذه القاعدة على إنه: "إذا كانت مجموعة مواد في حالة توازن فالتغير الذي يحصل على ولحد من العوامل التي يعتمد عليها التوازن سيؤدي إلى تغير في اتجاه التوازن بطريقة ما بحيث يسبب تقليل أو إزالة هذا التغير والعودة للتوازن".

العوامل المؤثرة في التوازن الكيميائي:

 ١- تأشير تفير التراكيز في التوازن الكيميائي: حيث نتأثر حالة التوازن ولا نتأثر قيمة ك.

أ- إن زيادة تراكيز مادة في طرف معادلة سيؤدي إلى إخلال في حالة التوازن مما يرجح التفاعل (تزداد سرعته) نحو الطرف الآخر لغرض استهلاك جزء من الزيادة الإزالة أو تقليل تأثيرها والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية، ولا تتغير قيمة ك.

ب- إن نقصان تراكيز مادة من طرف معادلة سيؤدي إلى إخلال في حالة التوازن مما يرجح التفاعل (تزداد سرعته) نحو نفس الطرف نغرض تعويض جزء من النقصان لتقليل أو إزالة تأثيره والعودة للتوازن حسب قاعدة لى شاتلية و لا تتغير قيمة ك.

مثال:

وضع تأثير تغير التراكيز في حالة التوازن وقيمة ك التفاعل:

يحدث خلال حالة التوازن حيث أن:

- زيادة تركيز الحامض أو الكحول سيرجح التفاعل الأمامي (يزيد سرعته) للتصريف والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير ك.
- نقصان تركيز الحامض أو الكحول سيرجح التفاعل الخلفي (يزيد سرعته) للتعويض والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير ك.
- زيادة تركيز الخلات أو الماء سيرجح التفاعل الخلفي (يزيد سرعته)
 التصريف والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاكلية ولا تتغير ك.
- نقصان تركيز الخلات أو الماء سيرجح التفاعل الأمامي (يزيد سرعته)
 للتعويض والعودة للتوازن حسب قاعدة لى شاتلية و لا تتغير ك.

٢ - تأثير تغير الضغط في التوازن الكيميائي: الغازات فقط في إناء مغلق:

- إذا كان عدد مولات الغازات الناتجة ≠ عدد مولات الغازات المتفاعلة: أي أن (Δن خصفر) فإن بتغير الضغط تكون الخلاصة (تتأثر حالة التوازن ولا تتأثر قيمة ك).
- ان زيادة الضغط سيؤدي إلى إخلال في حالة التوازن مما يرجح التفاعل
 نحو الحجوم أو عدد مولات أقل لتقليل أو إزالة تأثير الضغط والعودة
 للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير قيمة ك.



٢- إن نقصان الضغط سيؤدي إلى إخلال في حالة التوازن مما يرجح التفاعل نحو الحجوم أو عدد مولات أكبر لتقليل أو إزالة تأثير نقصان الضغط والعودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا تتغير قيمة ك.

مثال:

بين تأثير تغيير الضغط في حالة التوازن وقيمة ثابت التوازن (ك) للتفاعل الغازي: (Δ ن \pm صفر)

 $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

أو قد يكون منطوق المثال:

الجواب:

أ- يحدث إخلال في حالة التوازن لهذا التفاعل عند تغير الضغط حيث أن:

- زيادة الضغط سيرجح التفاعل الأمامي نحو الحجوم الأقل لتقليل أو إزالة تأثير الزيادة ثم العودة للتوازن حسب قاعدة لي شاتلية ولا نتغير ك.
- نقصان الضغط سيرجح التفاعل الخلفي نحو الحجوم الأكبر لتقليل أو إزالمة تأثير النقصان ثم العمودة حسب قماعدة لي شاتلية ولا تتغير ك.
- ب- إذا كـــان عدد مولات الغازات الناتجة = عدد مولات الغازات المتفاعلة فإن
 بتغير الضغط (لا تتأثر حالة التوازن ولا تتأثر قيمة ك).

إن تغير الضغط المسلط (زيادة أو نقصان) سبكون تأثيره متساوياً على جانبي التفاعل وبذلك فإن موقع التوازن لا يتغير لذلك، أي لا تتأثر حالة التوازن ولا تتأثر قهمة ك.

مثال:

بين تأثير تغير الضغط في حالة التوازن وقيمة ك التفاعل الغازي H2+CL2-2HCL ($\Delta i=-mac$

الجواب:

لا يحدث إخلال في حالة التوازن لأن تأثير تغير الضغط سيكون متساوباً علم جانبي التفاعل فلا يتغير موقع التوازن ولا تتأثر حالة التوازن ولا قيمة ك بسبب تساوي حجوم النواتج مع المتفاعلات.

سۇال:

ما تأثير زيادة كل من الضغط وتركيز O2 على التفاعل الغازي:

4HCl + O2 ≠ 2H2O + 2Cl

انتخب الجواب الأنسب: إذا كان ن براج " ن مقاطعة فإن حالة التوازن لا تتأثر عند تغيير (التراكيز، الضغط، الحرارة، ليس له علاقة).

ملاحظة:

إن H Δ \sim طاقة النواتج طاقة المتفاعلات فإذا كانت موجبة فالتفاعل ماص للحرارة وإذا كانت سالبة فالتفاعل باعث للحرارة، ونظراً لأن قيمة Δ Δ Δ Δ Δ المناعل الأمامي دائماً من اليسار وإلى اليمين فإذا كانت موجبة فالتفاعل الأمامي ماص والتفاعل الخلفي باعث وإذا سالبة فالتفاعل الأمامي باعث للحرارة والتفاعل الخلفي ماص للحرارة وبالعكس.

تأثير تغير درجة الحرارة في التوازن الكيميائي:

يحدث إخلال في حالة التوازن: تأثير حالة التوازن كما تتأثر قيمة ك: أ- إن التسخين يرجح التفاعل الماص للحرارة لامتصاص زيادة الحرارة

والعودة إلى حالة توازن جديدة حسب قاعدة لي شاتلية وتغيير ك.

إن التـبريد برجح التفاعل الباعث للحرارة لتعويض نقصان الحرارة
 والعودة إلى حالة توازن جديدة حسب قاعدة لي شائلية وتغيير قيمة ك أبضاً.

ملاحظة:

لا نلاحظ أي تغير في الحرارة للتفاعلات التي تكون في حالة توازن وذلك لأن سرعة التفاعل الأمامي = سرعة التفاعل الخلفي لذا فالحرارة المنبعثة في أحدهما = الحرارة الممتصة في الآخر.

تستأثر سرعة التفاعل الأمامي والتفاعل الخلفي عند تغير درجة الحرارة تأشراً مختلفاً عند الوصول إلى حالة توازن جديدة، فعند ترجيح التفاعل الأمامي بتغير درجة الحرارة ستكير قيمة ك بسبب زيادة تراكيز النواتج ونقصان تراكيز المتفاعلات وبالعكس، فعند تراجع التفاعل الخلفي بتغير درجة الحرارة ستصغر قيمة ك بسبب نقصان تراكيز النواتج وزيادة تراكيز المتفاعلات.

<u>[النواتج]</u> ك = <u>[النواتج]</u> نواتج ← متفاعلات

مثال:

وضح تأثير تغير درجة الحرارة في حالة التوازن وقيمة ك للتفاعل: ∆ H = -0,1 كيلو جول

 $N_2 + 3H_2 \implies 2NH_3$

الحل:

⊕ H ∆ تخص التفاعل األمامي دائماً، وهي سالبة.

. . التفاعل الأمامي باعث للحرارة والتفاعل الخلفي ماص للحرارة.

 $N_2 + 3H_2 \implies N_2 + 3H_2 \Leftrightarrow 2NH_3$ والتسخين سيرجح التفاعل الخافي الماص لتصريف زيادة الحرارة وستصغر قيمة ك حسب قاعدة لي شاتلية، والتبريد سيرجح التفاعل الأمامي الباعث لتعويض نقصان الحرارة وستكبر قيمة ك حسب لي شاتلية.

مثال:

ما تأثير تغير درجة الحرارة في حالة التوازن وقيمة ك للتفاعل.

 $N_2O_4 \implies 2NO_2$ الماص للحرارة قهوائى أصفر

⊙ الستفاعل مساص للحسرارة فالمقصود التفاعل الأمامي (لأن المعلومة تعطى للأمامي دائماً).

 $m N_2O_4 \implies 2NO_2$ التفاعل الخافي باعث ماص والتفاعل الخافي باعث الخافي ماص والتفاعل الخافي الخافي الخافي المفر

فالتسخين سيرجح التفاعل الأمامي الماص لامتصاص الحرارة الزائدة حسب قاعدة لي شاتلية وستكبر قيمة ك (ويزداد اللون القهوائي).

أمـــا التبريد فسيرجح التفاعل الخلفي الباعث لتعويض الحرارة المفقودة حسب قاعدة لي شاتلية وستصغر قيمة ك (ويزداد اللون الأصفر).

العوامل المساعدة وحالة التوازن:

العوامــل المساعدة لا تؤثر في حالة التوازن ولا في قيمة ك لكنها تؤثر في سرعة التفاعل فقط حيث يصل التفاعل إلى التوازن بصورة أسرع.

تاثير ماني لايسة لك	تأثيره في حالة التوالين	dal salt
لا يوثر	يوثر	تغير المتراكيز
لايۇش	يؤثر: إذا كان ن تواتج 🖛 ن متفاعلات أي	تغير الضغط
	عندما تكون ∆ن مخت صفر.	
	ولا يؤشر إذا كان ن نواتج - ن متفاعلات	
	أي عندما تكون ∆ن = صفر.	
يۇثر	يؤثر	تغير درجة
		الحرارة
لا يوثر	لا تؤثر	العوامل المساعدة

مثال:

للـــنفاعل الغازي $\Delta H = -2SO_2 + O_2 \implies 2SO_3$ وضع تأثير كل من العوامل الآتية على حالة التوازن وقيمة ثابت التوازن:

(O₂) - المادة(O₂) - المادة

٢- رفع درجة الحرارة.

٣- خفض الضبغط المسلط.

٤ -- إضافة عامل مساعد.

٥- إضافة غاز نبيل

الحل:

 ١- يختل التوازن ويرجح التفاعل الأمامي للتصريف والعودة إلى حالة التوازن حسب قاعدة لى شائلية والا تتغير قيمة ك.

٢- يختل التوازن ويرجح التفاعل الخلفي الماص لتصريف زيادة الحرارة
 والعودة إلى حالة توازن جديدة وحسب قاعدة لى - شاتلية وستقل قيمة ك.

٣- يختل التوازن وسيرجح التفاعل الخلفي نحو الحجوم الأكبر لإزالة أو
 تقليل خفض الضغط والعودة إلى حالة التوازن حسب قاعدة لي- شاتلية
 ولا تتغير قيمة ك.

٤- لا يؤثر في حالة التوازن، ولا يؤثر في قيمة ك لكنه يؤثر في معرعة التفاعل فقط فهو يؤثر في سرعة التفاعل الأمامي بنفس نسبته، وتأثيره في سرعة التفاعل الخلفي أيضاً فيصل التفاعل إلى التوازن بصورة أسرع.

هـ لا يؤثر في حالة التوازن و لا قيمة ك فهو لا يتفاعل.

مثال:

عند ۱۲۷ أم ك م = ٥ × ١٠ ألتفاعل الغازي الآتي: (CO+Cl ⇒ CO+Cl الباعث للحرارة: $COCl_2 \iff CO + Cl_2$ الدرجة التفاعل: $COcl_2 \iff CO + Cl_2$ التوازن التفاعل -7 ما تأثير التسخين على حالة التوازن وقيمة ثابت التوازن التفاعل الأخير.

الحار:

⊕ التفاعل الثاني معكوس الأول.

مثال:

وضع $^{\circ}$ مول من A في وعاء مغلق حجمه لتر ولحد فإذا علمت أن قعمة ثابت التوازن ك للتوازن الغازي الآتي B+C \Rightarrow B+C بدرجة حرارة معينة $= ^{\circ}$... احسب:

أ- تراكيز مكونات الخليط عند استتباب حالة التوازن.

 ب- تراكيز مكونات الخليط بعد سحب ٠,٥ مول من المادة A من خليط التوازن.

جــ تراكيز مكونات الخليط بعد إضافة ٠,٠ مول من المادة A إلى إناء التوازن الأول.

الحل:

$$2A \Rightarrow B + C - 1$$

$$\frac{\Upsilon_{\cup^{\omega}}}{\Upsilon_{\left(\cup^{\gamma}} \quad \Upsilon, \circ\right)} \quad = \cdot, \cdot \, \xi \; \Longleftrightarrow \; \frac{[B] \; [C]}{\Upsilon_{[A]}} \quad = \, \underline{\mathcal{A}}$$

ن. س = ٥٠٠ مول/لتر التغير بالتركيز عند التوازن.

ب- سحب A:

-٥,٥ سجلب

$$\frac{\sqrt{(\omega_1,0)}}{\sqrt{(\omega_1+1)}} = 1,15$$

.. س-٧٠٠٧ مول/لتر التغير عند التوازن الثاني.

+٥,٠ اضافة

٥,٠٠س مند التوازن الثالث

$$\frac{Y(\omega \cdot, 0)}{Y(\omega Y + Y)} = \cdot, \cdot \xi$$

.. س = ۰,۰۷ مول/لتر التغير عند التوازن الثالث.

مثال:

وضع $^{\rm M}$ من كل من $^{\rm A}$ و $^{\rm B}$ في إناء النفاعل وبدرجة حرارة معينة وعــند وصول التفاعل $^{\rm A}$ $^{$

٩ – ثابت التوازن.

۲- عدد مولات C التي تضاف إلى خليط التوازن للحصول على ٩,١ مول
 من كل من A و B.

٢س ٣-س عند التوازن

۰,۸ ، . س= ۲٫٤ مول التغير.

A و B مول A و B. ۲۰۴۰ مول A و B.

$$\forall \xi = \frac{\frac{\sqrt{(\frac{\xi, \Lambda}{C})}}{C}}{\sqrt{(\frac{\xi, \Lambda}{C})}} = \frac{\sqrt{[C]}}{[A][B]} = e^{\frac{-2\xi}{C}}$$



$$A + B \rightleftharpoons 2C$$
 $0.7 + 0.7 + 0.7$
 $0.7 + 0.7 + 0.7$
 $0.7 + 0.7 + 0.7$
 $0.7 + 0.7 + 0.7$
 $0.7 + 0.7 + 0.7$
 $0.7 + 0.7 + 0.7$
 $0.7 + 0.7 + 0.7$
 $0.7 + 0.7 + 0.7$
 $0.7 + 0.7 + 0.7$

 $r, r + \omega = \rho, r$

.. س = ۰,۳ مول التغير عند التوازن الثاني

$$\frac{1}{2} \frac{1}{2} \frac{1}$$

+ ٤,٢ ← ص = ۲,۲ ←

ص = ٣ مول من المادة ٢ يجب أن يضاف إلى خليط التوازن.

مثال:

للتفاعل الغازي الآتي $H_2+H_2+H_2$ كان عدد مولات المواد H_2+H_3 التوالي في وعاء حجمه H_2+H_3 هي H_3 , H_3 هي H_4 , H_4 هي H_5 , H_5 هي التوازن، كم نسحب من H_6 المصبح H_6 عند التوازن بعد السحب H_6 , H_6 هي H_6 هي التوازن، كم نسحب من H_6 المصبح H_6 هي H_6 هي التوازن، كم نسحب من H_6 المصبح H_6 هي مول/نتر.

$$2HBr \iff H_2 + Br_2$$
 عند التوازن ۰٫۹ مند التوازن

$$\frac{1}{9} = \frac{\cdot, \forall \times \cdot, \forall}{\forall (\cdot, 9)} = \frac{[H_2] [Br_2]}{[HBr]} = e \preceq$$

نجذر فنحصل ص = ۱,۱ مول يجب أن نسحب من HBr.

مثال:

و عاء التوازن الغازي الآتي $CO_2 + H_2 \implies CO + H_2O$ حجمه $CO_2 + H_2 \implies CO_2$ لتر ويحتوي ١ مول من كل من $CO_2 + H_2 \implies CO_2$ بدرجة حرارة معينة.

أ- احسب تراكسيز مكونات الخليط الغازي بعد إضافة ۲,٠٥٠ من كل من CO₂
 و CD₂ إلى النظام المتوازن.

- إذا أزلنا عدداً متساوياً من المولات من + CO و + وأصبح عدد مولات CO و + CO مسول فسي وعساء التوازن فلحسب عدد مولات + + و CO المزالة من وعاء التوازن الأول.

$$CO_2$$
 + $H_2 \Rightarrow CO$ + H_2O عند التوازن ۱ ۱ ۲ ۲

$$\xi = \frac{\frac{1}{\xi} \times \frac{1}{\xi}}{\frac{1}{\xi}} = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]} = e^{-\frac{\xi}{\xi}}$$
 $\frac{1}{\xi} \times \frac{1}{\xi} = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]} = e^{-\frac{\xi}{\xi}}$
 $\frac{1}{\xi} \times \frac{1}{\xi} = \frac{1}{\xi}$
 $\frac{1}{\xi} \times \frac{1}{\xi}$
 $\frac{1}{\xi}$

$$\frac{3}{2} = \frac{\left(\frac{7,1}{2}\right)\left(\frac{7,1}{2}\right)}{\left(\frac{7,1}{2}\right)} \Rightarrow i \neq i$$

$$\frac{1}{2},\frac{1}{2} = \frac{7}{2}$$

ص = ١,٦ مول يجب أن نزيل.

 $A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$

ملاحظة:

يمكننا إعادة الحل بحساب المولارية من البداية وفي كل الخطوات.

مثال:

ند نخلیط التوازن یتکون من $A_2+B_2 \implies 2AB$ التوازن یتکون من $A_2+B_2 \implies 2AB$ و AB و AB و AB و AB جد عدد مولات AB في خلیط التوازن بعد سحب AB مول کل من AB و AB و AB.

$$\xi = \frac{\left(\frac{\cdot, \cdot }{\overline{c}}\right)}{\left(\frac{\cdot, \cdot, \cdot}{\overline{c}}\right)} = \frac{{}^{Y}[AB]}{{}^{[A_2]}{}^{Y}[B]} = \frac{\cdot}{\overline{c}}$$

$$A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$$

حاصل التفاعل =
$$\frac{\Upsilon(\cdot, \Upsilon)}{1, \dots, 1}$$
 = ک ک دافقی دامل التفاعل خلفی

$$A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$$

$$\frac{\mathsf{Y}(\omega \mathsf{Y} - \mathsf{Y}, \mathsf{Y})}{\mathsf{Y}(\omega \mathsf{Y} + \mathsf{Y}, \mathsf{Y})} = \mathsf{Y} \Leftarrow \frac{\mathsf{Y}[\mathsf{AB}]}{[\mathsf{A}_2][\mathsf{B}_2]} = \mathsf{Y}$$
 نجنر

$$\frac{m^{\gamma} \cdot m^{\gamma}}{m + m^{\gamma}} = \gamma$$

.. س = ٠,٠٢٥ مول التغير عند التوازن الثاني.

مثال:

للتفاعل الغازي B ⇒ AA وجد بدرجة ۲۲۷م أن ك م = 1,3 و ك ص = 1,0 أحست قيمة a.

$$(a-1)$$
 $(a-1)$ $(a-1)$ $(a-1)$ $(a-1)$ $(a-1)$

1 = a + 1-

۲ = a عدد مولات A في المعادلة.

المصادر

١- المادر الأجنبية:

- 1-Durrant, General a. Inorganic Chemistry, London 1964.
- 2-Nevill, General a. Inorganic Chemistry, New York 1967.
- 3-Wood a.Holliday Inorganic Chemistry, London 1976.
- 4-Atkins, P. W., et al, Chemistry: Principles and Applications, Longman I., New York, 1998.
- 5- Hart, H., Organic Chemistry, A Short Course, 8th. Edition., Houghton Mifflin Company, 1991.
- 6-Ebbing, D.D., and Wrighton M.S., General Chemistry, 5th. Edition, Houghton Mifflin Company, London, 1996.
- Olmsted, J. and Williams, G.M., Chemistry, Mosby, 1994.
- 8-Beady, J.E., General Chemistry; Principles and Structure, 5th. Edition, John Wiley and sons. New York, 1990.

٢-المادر العربية:

- ١- صلاح يحياوي وآخرون ، حالات المادة وتحولاتها ، الجزء الثاني، المنظمة العربية للثقافة والعلوم ، تونس، ١٩٨٧م.
- ٢- لير اهيم الزامل و آخرون ، التفاعلات الكيميائية ، الجزء الثاني ، تونس ،
 ١٩٨٧ م .
- ٣- عـــادل جـــرار وآخرون، الإنسان والكيمياء ، الجزء الخامس ، المنظمة
 العربية للثقافة والعلوم، توتس ، ١٩٨٨م.
 - ٤ ك.جلادكوف، بنية الذرة ، موسكو ، ١٩٧٣م.
- ٥- د. محمد جعفسر الحسناوي ، الكيمياء التحليلية ، الجزء الأول ، وزارة الثقافة والإعلام ، بغداد ، ١٩٩٩م.
- ١- الدكتور لهيب التميمي ، مبادئ الكيمياء العامة ، دار العلوم العامة ،
 جامعة البصرة، ٢٠٠٥م.
- ٧- الدكتور فائق حسن الآلوسي ، الكيمياء العامة ، وزارة التربية والتعليم ،
 بغداد ، ١٩٩٨م.
- ٨- د. زيدون الموسوي ،المدخل إلى علم الكيمياء ، وزارة التعليم العالي والبحث العلمي ، بغداد ، ١٩٩٧م.
- ٩- منصــور موســـي ، الكيمـــياء الفيزيائية والنووية ، دار الثقافة والعلوم والبحوث، جامعة الكوفة ، ٩٩٣ م.
 - ١-د. لهيب التميمي، كيمياء الطاقة والذرة ، جامعة البصرة ، ١٩٩٦م.
 - ١١ مرتضى جليل ، العناصر والجدول الدوري ، حلب ، ١٩٩٠م.
 - ١٢ حسنين عبد المعطي، الكيمياء التحليلية والعضوية، القاهرة ، ١٩٩٣م.

الفهرس

الصفحا	الموضوع
Ψ	المقدمة.
الفصل الأول	
7	المادة
المادة ؟	
مادة	حالات ال
بين الجزيئات والصفات الغيزيائية للمواد	التجانب ب
المؤثرة في قوى التجانب بين الجزيئات٧	المعوامل ا
و حالات المادة	خصائص
لة الفيزيائية	تغير الحا
ض خصائص المادة	تفسير بعم
مادة	صفات الد
شارها.	ו – וצונה
را	٢ – التبلو
ن المواد المتبلورة والمواد غير المتبلورة	الفرق بيرز
بي	
المادة	

١,	١- الخواص الفيزيائية
١,	٢- الخواص الكيميائية
١1	التغيرات الفيزيائية
١1	التغيرات الكيميائية
۱1	مقارنة بين التغيرات الفيزيائية والتغيرات الكيميائية
١:	المادة النقية
١:	المادة غير النقية
	المخلوط
١,	المركب
	الفرق بين المركب والمخلوط
	الذرة ومكوناتها٧
	الذرة
	أقسام الذرة ومكوناتها٧
	١- النواة
	٧- المحيط الخارجي
	العنصر٨
	الفلزات واللافلزات
	اشهاه الفلز ات
	المعادلة الكيميائية
	الرمز والصيغة الكيميائية
	المعادلة الكيمبائية للرمزية
	العناصر النبيلة

۲۲	الأيون
	النَّأين
۲۳	الفرق بين الذرة والأيون
	الفصل الثاني
۲٦	القوانين الأساسية الكيميائية
۲٦	تمهيد
	تجارب ومشاهدات
٣٧	بعض قوانين الاتحاد الكيميائي
۲۷	أولاً- قوانين النسب الوزنية
٠٧	اً– قانون لافوازييه أو مبدأ حفظ الكتلة
	ب- قانون النسب المعينة (قانون النسب الثابتة) أو
	ج- قانون دالتون أو قانون النسب المتضاعفة
	د- قانون النسب المتبادلة
	ثانياً - قوانين النسب الحجمية للغازات
	أ- قانون غي لوساك للحجوم الغازية المتفاعلة
	تفسير قانون غي لوساك في ضوء النظرية الذرية
	ب- قانون شارل

**	و- النظرية الحركية
٣٨	إسالة الغازات
£ •	النظرية الذرية لدالتون
£ +	فرضيات نظرية دالتون الذرية
٤١	الذرة
٤١	الجزيء
£ \	جزيء جسم بسيط
£ Y	جزيء جسم مركب
صل الثالث ع ع صل الرابع	التجاذب بين الجزيئات
س بر ہے۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔۔	
٤٨	تاريخ الذرة
٥١,	اكتشاف مكونات الذرة
01	۱- الإلكترون: رمزه العلمي (e)
o t	. ٢- البروتون: رمزه العلمي (p)
o A	۳- النيوترون: رمزه العلمي (n)
٥٩	العدد الذري والعدد الكتلي
44	العُلاقة بين e. n. p

ي الدرة	المدارات الرئيسية (مستويات الطاقة) في
٠٢	المراتب الجزيئية
۲۴	الكتلة الذرية وتعيينها
٦٤	سلم الكتل الذرية الكيميائية
٠٠	سلم الكتل الذرية الفيزيائية
e	الذرة الغرامية
	الكتلة الجزيئية
۲۰	الجزيء الغرامي
۲۰	قاعدة دولنغ وبتي
1 > 11	. *11
الخامس	الفصل
۲۸	الفصل الكيميائية وأشكال الجزيئات لماذا ترتبط الذرات؟
٦٨ ۲۸	الأواصر الكيميائية وأشكال الجزيئات لماذا ترتبط الذرات؟
٦٨ ٦٨ ٧٠	الأواصر الكيميائية وأشكال الجزيئات لماذا ترتبط للذرات؟الأصرة الكيميائية
۲۸ ۲۸ ۷۰	الأواصر الكيميائية وأشكال الجزيئات لماذا ترتبط الذرات؟
7A	الأواصر الكيميائية وأشكال الجزيئات لماذا ترتبط للذرات؟ الأصرة الكيميائية شروط تكون الأواصر
۲۸ ۲۸ ۷۰ ۷۱	الأواصر الكيميائية وأشكال الجزيئات لماذا ترتبط للذرات؟ الأصرة الكيميائية شروط نكون الأواصر
۲۸ ۲۸ ۷۰ ۷۱ ۷۲	الأواصر الكيميائية وأشكال الجزيئات لماذا ترتبط الذرات؟ الأصرة الكيميائية شروط نكون الأواصر أنواع الأواصر تكون الآصرة الأيونية
7A	الأواصر الكيميائية وأشكال الجزيئات لماذا ترتبط الذرات؟ الأصرة الكيميائية شروط نكون الأواصر أنواع الأواصر تكون الآصرة الأيونية

لر ابطة بين الهيدروجين والأوكسجين في جزيء H ₂ O
لأصرة بين الكربون والأوكسجين في جزيء CO ₂
٣- الآصرة التساهمية المستقطبة
٣- الآصرة التساهمية التناسقية (التعاضدية)
لبناء التساهمي الشبكي العملاق
٤- الأصرة الفازية
كيف تتكون الأصرة الغلزية
٥- الأصرة الهيدوجينية
القصل السادس
شكال الجزيئات وصفات الأواصر
شكال المركبات الجزيئية
الصيغة الجزيئية للمادة
لذرة المركزية وأشكال الجزيئات
عض صفات الأواصر
اصلب
لماقة الأصرة
الفصل السابع
لحالة المكثفة (السائلة والصلبة)
لمواد الصلبة البلورية والمواد الصلبة عديمة الشكل (اللابلورية)

١	10	اتا	اليلورا
١	17	البلورات	نواع انواع

الفصل الثامن

1 Y £	الجدول الدوري والتركيب الإلكتروني
	تنظيم العناصر
174	الجدول الدوري الحديث
١٣٤	المعالم الرئيسة للجدول الدوري
1 £ 1	توزيع الإلكترونات على مستويات الطاقة
1 £ 1	تصنيف العناصر
١٤٣	البناء الإلكتروني والجدول الدوري
	البنية الإلكترونية
160	كيفية ملئ الأغلفة بالإلكترونات
1 £ 7	كيفية كتابة البنية الإلكترونية للذرة
1 £ 7	تسلسل مستويات الطاقة لأوربيتالات الأغلفة المختلفة
1 £ V	ترتیب لویس
1 £ Y	الزمرة الثامنة (الأخيرة)
	أقسام الجدول الدوري
1 £ 9	جهد التأين
10.	الألفة الإلكترونية
١٥٠	الكهر و سلبية

101	واللافلزية	للفلزية	الخواصر
101		تأكسد	أعداد الت

الفصل التاسع

17	المحاليل
۱٦٠	المحاليل
١٣١	المحلول الحقيقي
171	مميزات المحلول الحقيقي
171	ذوبان المواد في الماء
١٦٢	ذوبان بلورات ملح الطعام
١٦٢	غازغاز
	صلب ,,,,,,,,,,,,,,,,,,,,,,,,,,,,,,,,,,,,
٠٦٣	أنواع المحاليل
١٩٣	قابلية الذوبان
	المحلول غير المشبع (تحت الإشباع)
١٦٥	المحلول المشبع
١٦٥	المحلول فوق الإشباع
177,	العوامل المؤثرة في قابلية الذوبان
١٦٨	محاليل الغازات في السوائل
١٩٨	العوامل المؤثرة على ذوانية الغازات في الماء
174	صنيف المخاليط حسب حجم الدقائق

أنواع المخاليط
العوالق
الفصل العاشر
تركيز المحاليل وخواصها الطبيعية
طرق التعبير عن تركيز المحاليل
خواص المحاليل
تأثير المذاب على بعض صفات المذيب
خواص محاليل المواد المتأينة (الكهرلية)
الفصل الحادي عشر
الحسابات الكيميائية
أهمية الحسابات الكيميائية
التفاعل الكيميائي
١- قانون حفظ المادة
العنصرا ۱۹۱
فالمول

الحسابات المبنية على أساس المادة المحددة	
النسب المئوية لمكونات مادة	
الحسابات المتعلقة بالتفاعلات الأيونية في المحاليل المائية	
للتركيز المولاري (المولارية)	
٣- تعادل الأحماض والقواعد	
الحسابات المتعلقة بحجوم الغازات	
الطاقة في التفاعلات الكيميائية	
المدية الطاقة	
الطاقة في التفاعلات الكيميائية.	
التفاعلات الطاردة للطاقة	
طاقة (الآصرة) الرابطة الكيميائية	
تمثيل الطاقة في التفاعلات الكيميائية	
الفصل الثاني عشر	
التفاعل الكيميائي والمعادلة الكيميائية	
مفهوم النفاعل الكيميائي	4
لتفاعل الكيميائي	
صيغ المركبات الأيونية	
المعادلة الكيميائية	1
٢١٤	
تتابة المعادلة الكيميائية يصورة صحيحة	

444	المعادلات الأيونية
YY£	الأيونات المكونة لمركب أيوني
YY£	الجزيئات
YY1	أنواع التفاعلات الكيميائية
Y W Y	أهمية تفاعلات الإحلال الأحادي
	تفاعل الإحلال المزدوج
	مفهوم الأكسدة والاختزال
	الذرية
	رقم الأكسدة (عدد التأكسد)
Y T V	التأكسد
۲۳۷	الاختزال
7 £ 7	معدى التأكسد والاختزال
7 £ 0	العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة
	العامل المؤكسد
7 £ 0	العامل المختزل
7 : 7	تفاعلات التأكسد والاختزال
	تفاعلات التأكمد والاختزال الذلتي
	مدأ الحديد
	كيفية حماية الحديد من الصدأ
704	موازنة تفاعلات التأكسد والاختزال
Y 0 T	المعادلة الكيميائية الموزونة
	موازنة المعادلات بطريقة نصف التفاعل (أيون –

الفصل الثالث عشر

7 7 7	الخلايا الكهروكيميائية
444	تمهيد
	١- الخلايا الكلفانية
	٧- خلايا التحليل الكهربائي
	أهمية القنطرة الملحية
	جهد الخلية الكلفانية
	فرق جهد الخلية
	جهد القطب المعياري
	السلسلة الكهروكيميائية
YV9	حساب جهد الحلية الكلفانية
YV4	مقارنة قوة العوامل المؤكسدة والمختزلة
	التنبؤ بالتفاعلات
YAY	تطبيقات عملية للخلايا الكلفانية
YAV	إيجابيات خلايا الوقود
	سلبيات خلايا الوقود
	بطارية الخزن (نيكاد)
	المركم الرصاصي
	التحليل الكهربائي
	التوصيل الكهربائي لمحاليل المواد الأيونية و
	أجزاء خلية التحليل الكهربائي

الشاملة	الكيمياء	موسوعة
---------	----------	--------

440)	التحليل	نواتج
-----	---	---------	-------

الفصل الرابع عشر

٣	4	٠	لبنية الإلكترونية للذرة
۳	٠	٠	النموذج الميكانيكي الموجي للذرة
٣	٠	4	لمسلمات والحقائق الأساسية
			الضوء وأثره في كشف البنية الذرية للعناصر
۳.	•	٣	الطيف الذري
۳.		۳	نهيج الذرات
			لطيف الكهرومغناطيسي
			الطيف الذري
			فسير الطيف الذري

الفصل الخامس عشر

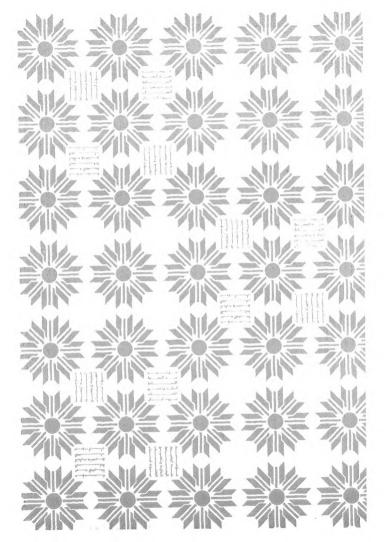
٣	١	•	الحالة الغازية
٣	٩	٠	نظرية الحركة الجزيئية
۳	١	۲	نظرية الحركة الجزيئية وحالات المادة
٣	١	۲	القياسات المتعلقة بالغازات
۳	١	۲	قوانين الغازات
۳	۳	,	تفسيد قوانين الغازات حسب نظرية الحركة الحزيئية

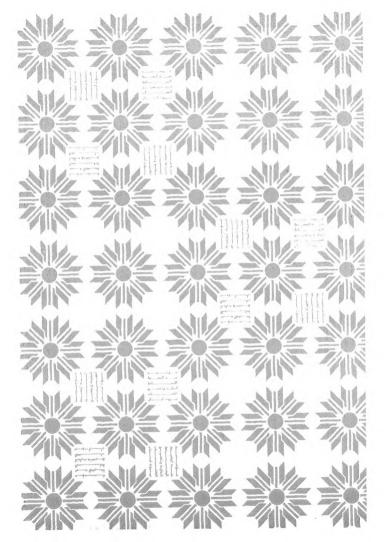
الفصل السادس عشر

سرعة التفاعلات الكيميائية
التركيز المولاري (المولارية)
سرعة التفاعل
قياس سرعة التفاعل
وحدات السرعة
متى يتوقف النفاعل؟
قانون سرعة التفاعل
المرتبة العامة للتفاعل وأهميتها
استتناج قانون سرعة التفاعل ومراتبه
مسالك (ميكانيكية) التفاعلات الكيميائية
الخطوة المحددة للسرعة (الخطوة البطيئة)
خطوات اقتراح (تنبؤ، تكهن) مسالك التفاعل
١- كتابة الخطوة البطيئة
٧ – كتابة الخطوة السريعة
نظریات سرع التفاعلنظریات سرع التفاعل
أولاً: نظرية التصادم
طاقة التنشيط (حسب نظرية التصادم)
ثانياً: نظرية الحالة الانتقالية
طاقة التشيططاقة التشيط

ملاحظات في نظريتي سرعة التفاعل
العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل
التوازن الكيميائي
التفاعلات غير الانعكاسية
التفاعلات الانعكاسية
المتفاعلات المتجانسة
الطور
التفاعلات غير المتجانسة
حالة التوازن
قانون فعل الكتلة
الشتقاق علاقة ثابت التوازن
التعبير عن ثابت التوازن
ثابت القوازن ك أو ك م
اعتماد علاقة ثابت التوازن على طريقة كتابة معادلة النفاعل
ملاحظات لحل أسئلة التوازن الكيميائي
تطبيقات علاقة ثابت التوازن على التفاعلات المتجانسة:
حاصل التفاعل
تطبيقات علاقة ثابت التوازن على التفاعلات غير المتجانسة
قاعدة لي شاتلية
العوامل المؤثرة في التوازن الكيميائي
تأثير تغير درجة الحرارة في التوازن الكيميائي ٢٠٤

ŧ	٩	ŧ	***************************************	التوازن .	المساعدة وحاله ا	لعوامل
ŧ	١	٥			***************************************	المراجع
£	١	٧	,,,,,		ن	الفهرس









الأردن البيمات: تلفاكس: ۱۹۲۲۶۲۶ - تلفون: ۱۹۲۲۳۰۵ الأردن الثمون: ۱۹۲۸۳۵ - ماكس: ۱۹۲۸۳۵ الأردن - عمّان - ص. بي: ۱۹۲۷۸

فلسطين الخليل:شارع عين سارة-تلفاكس: ١٠٩٧٠/٢٢١٥٧٠٥